

QUIMICA PURA Y APLICADA.

PARTE PRIMERA.

QUIMICA ESPERIMENTAL INORGANICA.

TOMO I.

POR

Luis Dressel, S. N.

PROFESOR DE QUÍMICA DE LA FACULTAD DE CIENCIAS
Y ESCUELA POLITÉCNICA EN QUITO.

QUITO.—1873.

QUIMICA ESPERIMENTAL INORGANICA

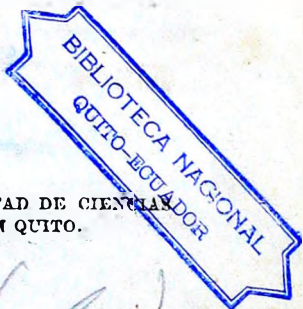
CON LAS APLICACIONES.

A LAS ARTES, INDUSTRIA Y MEDICINA

POR

F. Dressel S. J.

PROFESOR DE QUIMICA DE LA FACULTAD DE CIENCIAS
Y ESCUELA POLITÉCNICA EN QUITO.



TOMO I.

06.



QUITO.

IMPRENTA NACIONAL.

1873.



AL EXCELENTISIMO SEÑOR

Dr. Gabriel García Moreno,

PRESIDENTE DE LA REPÚBLICA DEL ECUADOR Y ANTIQUO
PROFESOR DE QUÍMICA;

*Ofrece con el mas profundo respeto esta
corta muestra de consideracion y aprecio*

L. DRESSEL, S. J.



PROLOGO.

En el año pasado, el primero de mi profesorado en Quito, sentí sobremedida la carencia de libros de la Química moderna en el idioma español y la necesidad urgente de proporcionar á los estudiantes textos que les ofrecieran un resumen de las lecciones y pudiesen al mismo tiempo servirles de guía en sus estudios de Química.

Teniendo además el cargo de enseñar varios ramos de Química, me he propuesto publicar por partes todos los textos respectivos que se podrán considerar como elementos de una grande obra de Química. Esta contendrá:

- I parte: Química experimental inorgánica, 2 tomos,
- II " " " orgánica, 1 tomo,
- III " " fisiológica, 1 tomo,
- IV " " teórica, 1 tomo,
- V " " analítica, cualitativa, 1 tomo, con un apéndice que contiene 15 tablas sistemáticas y compendiosas de la parte práctica del análisis. (1)
- VI " " analítica, cuantitativa, 1 tomo,
- VII " " analítica fisiológica, 1 tomo,
- VIII " " farmacéutica, 2 tomos.

En cuanto al tratado de la Química experimental inorgánica se observará alguna diferencia de las obras que tratan sobre el mismo objeto, y me parece conveniente explicar brevemente los principios que me han dirigido al escribirla.

1º La Química experimental inorgánica sirve de

(1) La Química analítica cualitativa está ya imprimiéndose y se concluirá, así como la parte II de la Química experimental inorg. este mismo año;



fundamento é introduccion para el estudio de todos los demas ramos de la Química, teórica y práctica. Debe proporcionar por lo tanto á los estudiantes todos los conocimientos fundamentales que les preparen poco á poco al conocimiento de las otras partes de la química. Bajo este aspecto existe entre la Química experimental inorgánica y los demas ramos de la química una relacion semejante á la que hay entre un mapa geográfico general y los mapas que representan separadamente los países especiales que aquel contiene. En conformidad de esto toqué varias cuestiones y asuntos, de que no suele hablarse comunmente en la Química experimental para dar á los conocimientos aquella universalidad que me parece convenir al dicho carácter de la Química experimental inorgánica, evitando al mismo tiempo toda prolijidad no necesaria y dejando al profesor campo y ocasion de estender segun las circunstancias las esposiciones.

No hay duda que la Química experimental proporciona las explicaciones de los fenómenos químicos en primer lugar por esperiencias prácticas, escogidas bien á propósito. He indicado numerosas y de varios géneros. Mas en su descripcion he querido ser corto, juzgando que vale mas *ver una vez* realmente, que *leer repetidas veces las descripciones mas difusas y detalladas*. Es pues el fin de estas esperiencias hacer palpables los fenómenos químicos, inculcar y fijarlos en la memoria por medio de los sentidos.

Sin embargo, la Química experimental que se propone en las universidades y politécnicas ha de ser distinta de la que se enseña á los alumnos de los colegios y escuelas inferiores: pues no ha de ser solamente una enumeracion y explicacion experimental de los fenómenos y hechos químicos segun su apariencia exterior sin ninguna conexion interior y fondoteórico, sino mas bien una química verdaderamente científica, es decir: tal que no solo esté léjos de oponerse á las ideas teóricas modernas tan adelantadas en el dia, sino tambien que resulte espontáneamente de ellas y haga ver continuamente el enlace de los fenómenos exteriores con sus causas interiores, segun los principios de la

química moderna. En vista de esto he antepuesto á la parte especial otra general, en que se esponen sucintamente las maneras de considerar la constitucion de los cuerpos en general, siendo aquellas, segun mi parecer, las mas probables en el dia, como tambien la explicacion de las fuerzas que rigen toda accion química. En conformidad con estos principios generales he instituido despues todo el tratado especial de los cuerpos particulares, no solo respecto de la clasificacion de los elementos y de la division del tratado, sino tambien tocante al modo de explicar cualquier elemento especial, dando siempre un conocimiento que sea el mas aceptado entre los químicos de nuestros dias, sin insistir en ideas puramente subjetivas.

Por otra parte, tampoco debe olvidarse que la Química experimental seria muy cansada y molesta, si tratase de profundizar y probar las aceptaciones teóricas modernas, debe por tanto considerarlas como resultados obtenidos por la química propiamente teórica. Por esta razon he remitido varios asuntos, como la exposicion de la ley de los volúmenes, de los equivalentes &a. al tratado de la Química teórica.

Expresando las fórmulas químicas del modo mas compendioso y claro toda la constitucion interior química de los compuestos y su consideracion teórica, procuré añadir á cada una de las sustancias, cuya constitucion conocemos, su fórmula química moderna, por la misma razon he insertado con frecuencia varias fórmulas de reacciones.

En lo tocante á la nomenclatura, he procurado tambien ser consecuente y evitar de este modo, en cuanto me ha sido posible, la confusion que se encuentra actualmente por desgracia en la química. No pudiendo hallar una obra en idioma castellano, escrita segun los principios modernos de la química, me ha sido preciso formar algunos términos nuevos: los he formado segun la nomenclatura inglesa y francesa, mas parecida á la castellana que la alemana. En especial adopté para todos los compuestos binarios, nombres que terminan igualmente en "ido" conforme al uso de los ingleses y alemanes, en vez de la terminacion do-

ble de los franceses en "ido" (para los óxidos) y en "uro" (para los demas). En cuanto á los nombres antiguos de los óxidos metálicos: potasa, soda, cal, barita &a, los omito casi por completo, usando siempre los mas exactos de óxidos é hidróxidos; el nombre de ácidos no he dado, sino á los verdaderos, en el sentido de la química moderna, esto es, á los que contienen hidrógeno reemplazable por metales, distinguiendo siempre entre los anhídridos y ácidos. La palabra "hidrato", no la empleo sino para los compuestos dobles, que contienen verdaderamente agua hidrática &a. &a.

2º La Química experimental inorgánica no es solo parte que sirve de introduccion y preparacion á toda química: mas forma tambien un ramo especial entre los de la química, reservándose la explicacion de todos los cuerpos inorgánicos segun su objeto especial, y en efecto, este fin es aun mucho mas principal que aquel de que acabamos de hablar. En cuanto á este objeto he mirado sobre todo á la mayor entereza y exactitud. Mencionando todos los compuestos conocidos hasta el presente y refiriendo casi de todos brevemente sus propiedades mas marcadas, me he propuesto dar una idea perfecta del estado actual de nuestros conocimientos en esta parte especial de la química. Quería evitar la demasiada extension de la obra haciendo imprimir en caracteres menores las cosas de ménos interes é importancia; pero por la escasez de dichos caracteres no ha sido posible realizar este deseo.

Casi todos los compuestos del carbono he remitido á la Química orgánica. Pues considerándose esta en el dia como el tratado de los compuestos del carbono, allí se les podrá dar un lugar mas sistemático y no será preciso tratar de los mismos cuerpos dos veces. Además, para evitar repeticiones de una misma cosa, he omitido enteramente todo lo que pertenece á la Química analítica ó técnica, y si trato algo de ella, es solo de un modo muy superficial.

Sin embargo, por tener alumnos que á su vez estudian, unos medicina, farmacia, otros que quieren formarse para ingenieros, arquitectos, químicos técnicos, profesores de química, he indicado completamente las

varias aplicaciones de los cuerpos.

Tales son los principios que me han servido de guia al escribir este tomo; por lo que mira á la parte puramente material de la obra, esto es, al lenguaje, estilo, claridad y órden en las frases &c, me parece absolutamente necesario pedir indulgencia á los lectores. Por una parte aun no está á mi alcance la lengua castellana, por otra habiendo estado cargado con los trabajos de clase y otras ocupaciones, no tenia el tiempo y la tranquilidad necesaria para atender á las exigencias del lenguaje, y modificarlo despues de un detenido exámen. Con todo, apremiaba la necesidad de proporcionar á los alumnos, lo mas pronto posible, textos que trajesen entre manos y fuesen conformes con las explicaciones que de viva voz se les daba en clase.—Para que me fuese mas fácil la redaccion de la obra, he tomado á veces casi verbalmente de las obras de Troost y Regnault, lo que concierne á los experimentos y á la preparacion de las sustancias, tambien he tomado mucho de la parte general sobre los metales, pues en casi todas las otras hay conformidad en esta parte.

Si bien trabajé mucho, en corregir exactamente los pliegos de impresion, quedaron no pocos yerros. Para enmendar este penoso defecto he compuesto un índice de todas las erratas mas notables, y pido al lector las examine ántes de leer el libro.

Finalmente, si no me puedo lisonjear de haber cumplido mi propósito con la perfeccion necesaria que he procurado; al ménos discúlpeme el deseo sincero de prestar algun servicio á la estudiosa juventud ecuatoriana.

El Autor.

Quito, junio. 20 de 1873.

INDICE.

página.

INTRODUCCION.

Definicion de la Química y demarcacion de sus límites.....	1—5
Division de la Química.....	5—7

PARTE I.

De los cuerpos en general.....	6—51
Cap. I. De las partes materiales de los cuerpos.....	6—10
Cap. II. De las fuerzas de union en los cuerpos.....	10—22
§ 1. Naturaleza de la fuerza química.....	11
§ 2. Actividad de la fuerza química hacia fuera.....	12
Condiciones previas para las reacciones químicas.....	13
Efectos exteriores de las reacciones químicas.....	18
Efectos interiores de las reacciones químicas.....	20
Cap. III. Propiedades generales de los átomos y moléculas.....	33—45

Propiedades físicas:

Peso de los átomos y moléculas.....	33
Propiedades caloríficas.....	35
Propiedades luminosas.....	38
Propiedades eléctricas.....	39

Propiedades químicas:

Carácter ácido, básico, neutral.....	43
Estabilidad de las sustancias.....	44
Propiedades fisiológicas.....	44
Cap. IV. Clasificación de las sustancias.....	46—51
Definicion de los ácidos y sales.....	46
Definicion de las bases.....	48
Definicion de los anhídridos.....	49
Tabla de las sustancias clasificadas.....	50

PARTE II.

De los cuerpos en especial.....	52
---------------------------------	----

TRATADO I. De los cuerpos electronegativos.....	52—415
---	--------

Cap. I. <i>Hidrógeno</i>	52—56
--------------------------------	-------

Cap. II. Los halógenos, ó elementos monovalentes.....	56—85
---	-------

Art. I. <i>Fluor</i>	56
----------------------------	----

Acido fluorhídrico.....	57
-------------------------	----

Art. II. <i>Cloro</i>	61
-----------------------------	----

Acido clorhídrico.....	67
------------------------	----

Art. III. <i>Bromo</i>	73
------------------------------	----

Acido bromhídrico.....	76
------------------------	----

Clorido de bromo.....	78
-----------------------	----



Art. IV. <i>Iodo</i>	78
Acido iodhídrico.....	82
Cloridos de iodo.....	83
Bromidos de iodo.....	84
Advertencias generales acerca de los halógenos.....	84
Cap. III. Los elementos divalentes (O, S, Se, Te).....	86
Art. I. <i>Oxígeno</i>	86
Combustion.....	99
Ozono.....	98
Agua.....	104
Clasificación de los metales.....	106
Modos de union no química.....	108
Leyes de absorcion de gases por el agua.....	109
Mezclas refrigerantes.....	111
Aguas minerales.....	118
Peróxido de hidrógeno.....	120
Compuestos oxigenados del cloro:	
Acido y anhídrido hipocloroso.....	123
Acido y anhídrido cloroso.....	126
Acido clórico.....	128
Acido perclórico.....	129
Peróxido de cloro.....	130
Euclorina, ácido cloroperclórico.....	131
Compuestos oxigenados del bromo:	
Acido hipobromoso.....	132
Acido brómico.....	132
Acido perbrómico.....	133
Compuestos oxigenados del iodo:	
Acido y anhídrido iódico.....	133
Acido periódico.....	135
Peróxido de iodo, ácido iodohipoiódico é hipoiodo- iódico.....	137
Art II. <i>Azufre</i>	139
Compuestos azufrados del hidrógeno:	
Acido sulfhídrico.....	151
Polisulfidos del hidrógeno.....	155
Compuestos azufrados de los halógenos:	
Fluorido de azufre.....	157
Protoclorido de azufre.....	158
Diclorido de azufre.....	159
Tetraclorido de azufre.....	160
Bromidos de azufre.....	160
Iodidos de azufre.....	160
Compuestos oxigenados del azufre:	
Acidos polisulfónicos.....	161
Acido hiposulfuroso.....	162
Acido hidrosulfuroso.....	163
Anhídrido sulfuroso.....	163
Acido sulfuroso.....	167
Anhídrido sulfúrico.....	170
Acido sulfúrico (H_2SO_4).....	171
Acido sulfúrico de Nordhausen.....	181
Compuestos del azufre con oxígeno y halógenos:	
Oxícloridos de azufre.....	184
Art. III. <i>Selenio</i>	185
Compuestos del selenio:	
Acido selenhídrico.....	188
Compuestos halogenados.....	188

IX

Anhidrido y ácido selenioso.....	189
Acido selénico.....	189
Sulfidos de selenio.....	190
Oxíclorido de selenio.....	190
Acidos selenotiónicos.....	190
Teluro.....	190
Compuestos del teluro:	
Acido telurhídrico.....	191
Cloridos, bromidos, iodidos.....	192
Anhidrido y ácido teluroso.....	193
Anhidrido y ácido telurico.....	194
Sulfidos de teluro.....	194
Selenio y teluro.....	195
Advertencias generales.....	195

Cap. IV. Los elementos cinco- y trivalentes (N, P, As, Sb, Bi, Bi, -y Ur, Va, Ta, Nb)..... 196-335

Art. I. Nitrógeno.....	196
Compuestos con hidrógeno, amoníaco.....	199
Compuestos halogenados:	
Clorido de nitrógeno.....	205
Bromido y iodido de nitrógeno.....	207
Compuestos oxigenados:	
Subóxido de nitrógeno.....	209
Óxido de nitrógeno.....	212
Anhidrido hiponitroso.....	215
Peróxido de nitrógeno.....	216
Anhidrido nítrico.....	248
Acido nítrico.....	219
Compuestos sulfurados:	
Sulfido de nitrógeno.....	227
Compuestos con oxígeno y halógenos:	
Oxícloridos de nitrógeno.....	227
Oxibromidos de nitrógeno.....	228
Compuestos con azufre y halógenos:	
Sulfocloridos de nitrógeno.....	229
Los demás compuestos.....	229
Art. II. Fósforo.....	230
Compuestos con hidrógeno:	
Fosfido gaseoso.....	241
Fosfido líquido.....	244
Fosfido sólido.....	246
Compuestos halogenados:	
Tríclorido de fósforo.....	246
Pentaclorido de fósforo.....	248
Bromidos de fósforo.....	250
Iodidos de fósforo.....	250
Compuestos oxigenados:	
Generalidades.....	250
Acido hipofosforoso.....	253
Anhidrido y ácido fosforoso.....	254
Anhidrido fosfórico.....	255
Acido fosfórico.....	260
Acido metafosfórico.....	261
Acidos fosfóricos condensados.....	261
Compuestos sulfurados:	
Subsulfido de fósforo.....	264
Monosulfido.....	264
Sesquisulfido.....	265

Trisulfido.....	265
Pentasulfido.....	266
Persulfido.....	266
Compuestos con selenio y telurio.....	266
Compuestos con oxígeno y halógenos:	
Oxíclorido de fósforo.....	267
Oxibromido de fósforo.....	268
Compuestos con azufre y halógenos:	
Sulfoclorido de fósforo.....	268
Sulfobromido de fósforo.....	269
Compuestos nitrogenados:	
Fosfamo, cloronitrido de fósforo, fosfamidós, sulfosofamido.....	264
Ácidos amidofosfóricos.....	270
Ácidos amidotiofosfóricos.....	271
Los demás compuestos del fósforo.....	271
Art. III. <i>Arsénico</i>	272
Compuestos con hidrógeno:	
Arsenido gaseoso.....	275
Compuestos halogenados:	
Fluorido de arsénico.....	277
Clorido de arsénico.....	277
Bromido de arsénico.....	278
Iodido de arsénico.....	279
Compuestos oxigenados:	
Anhídrido arsenioso.....	280
Ácido arsenioso.....	284
Anhídrido arsénico.....	284
Ácido arsénico.....	285
Compuestos sulfurados:	
Disulfido de arsénico.....	286
Trisulfido de arsénico.....	287
Pentasulfido de arsénico.....	287
Compuestos con selenio, telurio, fósforo.....	288
Compuestos con oxígeno y halógenos.....	288
Compuestos con azufre y halógenos.....	289
Los demás compuestos.....	289
Art. IV. <i>Antimonio</i>	289
Compuestos con hidrógeno:	
Antimonido de hidrógeno.....	293
Compuestos halogenados:	
Fluorido de antimonio.....	294
Cloridos de antimonio.....	294
Bromido de antimonio.....	296
Iodido de antimonio.....	296
Compuestos oxigenados:	
Óxido ó hidróxido de antimonio.....	297
Peróxido de antimonio.....	299
Anhídrido y ácido antimónico.....	299
Los demás compuestos binarios:	
Sulfidos de antimonio.....	300
Con Se, Te, P, As.....	303
Compuestos con oxígeno y halógenos.....	304
Compuestos con azufre y halógenos.....	304
Compuestos con azufre y oxígeno.....	305
Compuestos dobles.....	305
Salas antimoniales.....	306
Art. V. <i>Bismuto</i>	307
Compuestos halogenados.....	312

Compuestos oxigenados:	
Súbóxido de bismuto.....	313
Óxido e hidróxido de bismuto.....	314
Peróxido de bismuto.....	315
Anhídrido y ácido bismútico.....	315
Compuestos con S, Se, Te.....	316
Compuestos con P, As.....	317
Compuestos múltiples con O, S, Se, Cl &a.....	318
Sales de bismuto.....	319
Art. VI. Vanadio.....	322
Niobio.....	325
Tantalio.....	327
Uranio.....	329
Sales de Uranio.....	332
Advertencias generales.....	334
Csp. V. Elemento trivalente:	
Boro.....	335
Compuestos halogenados.....	338
Compuestos oxigenados:	
Anhídrido y ácido bórico.....	340
Ácidos bóricos condensados.....	342
Compuestos con S, N, P.....	345
Los demás compuestos.....	345
Csp. VI. Elementos tetravalentes.....	346-106
A t. I. Carbono.....	346
Carbones naturales:	
Diamante.....	345
Grafito.....	348
Carbon amorfo.....	349
Carbones artificiales:	
Cok.....	351
Carbon de retorta.....	351
Carbon de leña.....	352
Carbon animal.....	357
Hollin.....	357
Compuestos del carbon en general.....	359
Compuestos oxigenados:	
Óxido de carbono.....	350
Anhídrido carbónico.....	362
Compuestos con azufre y selenio:	
Sulfido de carbono.....	366
Selenido de carbono.....	369
Compuestos múltiples con O, S, Cl.....	369
Art. II. Silicio.....	370
Compuestos con hidrógeno.....	372
Compuestos halogenados:	
Fluorido de silicio.....	372
Ácido hidrofusosilícico.....	373
Cloridos de silicio.....	374
Bromidos y iodidos de silicio.....	375
Compuestos oxigenados:	
Anhídrido silícico.....	376
Ácidos silícicos.....	379
Los demás compuestos de silicio.....	381
Art. III. Titano.....	381
Compuestos del titano.....	382
Zirconio.....	387
Compuestos del zirconio.....	381
Art. IV. Estaño.....	389



XII

Compuestos halogenados:	
Fluoridos.....	394
Cloridos.....	394
Bromidos y iodidos.....	397
Compuestos oxigenados:	
Subóxido de estaño.....	398
Óxido de estaño.....	399
Hidróxidos y ácidos estánicos.....	399
Compuestos sulfurados.....	401
Los demas compuestos binarios.....	402
Compuestos ternarios.....	403
Sales de estaño.....	404
Advertencias generales.....	405
<i>Apéndice: Del aire atmosférico.</i>	
Composicion del aire.....	407
Propiedades.....	413
Aplicacion.....	413

ERRATAS.

Página:	Linea:	Dice:	Lease:
14	2 de abajo	clorido de sodio	clorido de calcio
16	15 " "	8°	7°
	4 " "	6°	8°
29	5 de arriba	popilo	propilo
36		Ta 37,6 12,5	Ta 182.60,33
48	2 de abajo	HCS ₂ . N ₂ CO ₂	H ₂ CS ₂ , Na ₂ CO ₂
51	5 " "	de las moléculas, en la agregacion física	de las moléculas en la agregacion física.
	12 " "	KCS ₂	K ₂ CS ₂
	16 " "	HCS ₂	H ₂ CS ₂
66	18 de arriba	sulfúrico.	sulfhídrico
70	21 " "	18, 35	18, 25
72	2 " "	metales	metálicos
73	14 " "	Purau	Purace
77	9 de abajo	sulfido	sulfito
81	25 de arriba	bromo	iodo
	32 " "	saccharius	saccharinus
82	23 de abajo	pág. 17	pág. 77
86		ARTICULO III	ARTICULO I
90	5 de abajo	hidrógeno y oxígeno	hidrógeno y carbono
93	26 de arriba	(B ₃₂ H ₆₄ O ₂)	(C ₃₂ H ₆₄ O ₂)
101	11 de abajo	alumina&a.	albumina &a.
102	35 de arriba	producen nieblas	produce nieblas
107	11 " "	2MOH ₂	2M(OH) ₂
109	2 de abajo	0,013	0,014
112	24 " "	Siendo el agua es	Siendo el agua
137	10 de arriba	derivado	derivados
	28 de abajo	nitroiódico (1)	nitroiódico (2)
141	12 de arriba	FeS ₂	2FeS
145	11 " "	tetravalentes	tetravalentes
159	21 de arriba	S ₂ Cl ₂	2S ₂ Cl ₂
161	29 " "	permitia	permitia nobrarlos
	1 de abajo	8 HO	8 H ₂ O
176	16 " "	al ácido	el ácido
	7 " "	fijando el tubo entre el balon	fijando entre el tubo del balon
178	3 de arriba	2H ₂ SO ₄ + ½H ₂ O	H ₂ SO ₄ + ½H ₂ O
179	3 de abajo	El máximo	El máximo
185	20 de arriba	HO. SO ₂ . Cl	HO SO ₂ Cl
190	20 " "	do se ha aislado	no so ha aislado
196	8 " "	aumentando	aumentado
199	9 de abajo	de calcio	de cal
	2 " "	óxido de cal	óxido de calcio

Página:	Línea:	Dice:	Léase:
200	3 de abajo	sulfato clorido de amonio	sulfato y clorido de amonio
219	23 " "	sobre el nitrito	sobre el nitrato
	10 " "	descomponen	descomponen
220	13 " "	nitrato ácido del potasio	sulfato ácido del potasio
223	15 " "	llevan	lleva
	12 " "	alguna	algunas
227	6 " "	(pág. 000)	(pág. 184. Neta)
228	7 de arriba	$4H_2O$	$4H_2O$
235	23 de abajo	que deposita	que se deposita
	3 " "	Tambien el selenio	El selenio da, fundido con el fósforo, compuestos análogos á los sulfidos. Tambien el telurio
236	4 " "	y los entrañiles	y los intestinos
252	21 " "	escepto el metafosfórico	escepto el metafosfórico y pirofosfórico
269	8 " "	3º Fosfosiamido	3º Fosfotriamido
272	11 de arriba	PCl_3S ó $PCl_3 + SCl_4$	PCl_3S_2 ó $PCl_3 + S_2Cl_4$
282	23 de abajo	insólidas	insólitas
307	7 de arriba	$2Sb_2O_3 \cdot SO_3 + H_2O$	$(Sb_2O_3)_2 \cdot SO_3 + H_2O$
320	1 " "	$\left. \begin{matrix} Bi \\ BiO \end{matrix} \right\} S_2O_3$	$\left. \begin{matrix} Bi \\ BiO \end{matrix} \right\} S_2O_3$
326	3 " "	anhidrido básico	anhidrido bórico
346	4 " "	ARTICULO V.	ARTICULO I.
353	27 " "	se la emplea	se le emplea
363	7 " "	en balsas	en bolsas
366	8 " "	diez milésimas en peso	diez milésimas en volumen
373	22 de abajo	$6 HFl + Si Fl_4$	$6 2HFl + Si Fl_4$
303	27 " "	(pág. 000)	(pág. 395)

INTRODUCCION.

I.

Definicion de la quimica y demarcacion de sus limites respecto de las demas ciencias.

La quimica es la ciencia de la constitucion de la materia en cuanto puede conocerse por medio de la experiencia.

Cada palabra de esta definicion tiene su significacion, expliquémoslas todas.—Es una *ciencia* la Química; pues ciencia es el conocimiento de las cosas por sus causas. Ahora bien, la Química, principalmente en el ramo especial de la Química teórica, intenta conocer su objeto segun su íntima constitucion, es decir: segun sus íntimas causas constitutivas directa ó indirectamente conocibles por medio de la experiencia. Merced á esta su carácter estrictamente científico se distingue la Química de todas aquellas ciencias naturales que abrazamos bajo el nombre comun de *historia natural*. Con ella está la Química en la misma proporcion, que la descripcion de un objeto segun su apariencia exterior, con la explicacion del mismo objeto segun su naturaleza y constitucion interior.—La definicion asigna pues á la Química como su objeto especial la *constitucion de la materia*. Por "materia" en su acepcion mas estensa, entendemos todo aquello que no es espíritu, ni semejante al espíritu como lo son el principio vital de las plantas y el de los animales irracionales. Por consiguiente el objeto de la Química es todo lo que podemos percibir por los sentidos, convenientemente al fin de la Química, es decir: todos los cuerpos. Mas la universalidad de los cuerpos representa solamente el objeto material: pues aunque es verdad que todos los cuerpos son el objeto de la Química, pero no todo lo que percibimos y conocemos acerca de los cuerpos es su objeto. Podemos considerar los cuerpos bajo muchísimos respectos. Podemos considerar la interior constitucion de ellos y todos los fenómenos que en los mismos tienen alguna relacion con aquella íntima constitucion, y eso es precisamente lo que considera la Química. Tambien podemos considerar los fenómenos solamente exteriores de los cuerpos en general, y no en cuanto son propias á esta, y esta sustancia especial, desentendiéndonos de la interna constitucion de la materia, y esto hace la *Física*. Por estos dos respectos se distinguen profundamente la Química y Física. Pues en todos los fenómenos materiales, que se nos ofrecen al rededor en la naturaleza y en la vida ordinaria, civil y doméstica, sea que se produzcan espontáneamente, sea que nos los pro-

voquemos de intento y artificialmente, la Física considera solamente lo que ve en la materia ya constituida, no atendiendo á la constitucion interior de aquellas sustancias que los producen; mas la Química yendo mas adelante en su consideracion, los contempla para saber cuáles sean estas sustancias, en qué se verifican los fenómenos, cómo deban ser constituidas en su interior para que gocen de tales y tales propiedades exteriores; además, investiga las condiciones y circunstancias de su formacion y de sus cambios. Despues de haber estudiado bien cada una de las sustancias bajo todos aspectos: segun sus propiedades exteriores, segun sus actividades y sus influjos con otras sustancias, segun su constitucion interior, asciende al conocimiento de la materia en general. La indicacion que acabamos de dar, deja ver en cuanto la Química sirve de fundamento á la Física, así como á casi todas las demas ciencias naturales. Teniendo por una parte tambien estas ciencias por su objeto las sustancias corpóreas, y por otra parte fundándose todo lo que se observa en tales sustancias, en su constitucion interior, que es el objeto de la Química; esta les ha de dar luz para las explicaciones.

Hemos visto la diferencia que separa la Física de la Química. Sinembargo estas dos ciencias se tocan en muchos puntos tan inmediatamente y están tan íntimamente unidas como dos ciencias hermanas. Pues la Química no puede penetrar al conocimiento de la naturaleza de los cuerpos especiales y de la materia en general sino estudiando primero los fenómenos esternos que son en gran parte el objeto de la Física, y pidiendo tambien de la física explicaciones y enseñanza. Además instituyendo sus esperiencias é inquisiciones la química, ha de valerse de aparatos físicos; y tambien como ha de sujetar las sustancias á los diferentes influjos de los agentes físicos, que son calor, luz, electricidad y acciones mecánicas, se aprovecha continuamente de los resultados que le ofrece la Física sobre estos agentes.

Propongamos algunos ejemplos á fin de explicar mas esta relacion y diferencia que media entre estas dos ciencias.

Caldeando la retorta A (fig. 1), á cuyo cuello está adaptado el tubo de desprendimiento B que llega bajo el agua en la cuba pneumática C, se dilata el aire contenido en la retorta, una parte de él sale de la retorta, pasa por el tubo B y se desprende de él para acumularse en la campana D puesta sobre la puente de la cuba, desalojando el agua. Aquí todo el fenómeno que se verifica en la retorta, en el tubo B y en la campana D es puramente físico. Pues mostrando solo esteriormente el fenómeno general de la dilatacion de los cuerpos por el calor, no da ninguna luz sobre esta sustancia especial del aire. Por esto el químico deja su inquisicion al físico, aprovechándose solo despues para su fin de los resultados que este conseguirá acerca de la expansion de los cuerpos.

Otro ejemplo: pongo en una pequeña retorta un poco de una sustancia sólida que se llama iodo, é introduzco el cuello de la retorta en la tubuladura lateral de un balon espacioso, así como lo muestra la (fig. 2). Si caliento el iodo, él se funde, hierve, se evapora. Los vapores morados enfriándose en el balon se depositan sobre las paredes en

forma de cristales. Dejando al físico el fenómeno general de la fusión, ebullición y evaporación, y aprovechándose solo de los resultados de este para sus deducciones teóricas, el químico no estudia la fusión del yodo sino en tanto en cuanto son propias al yodo y constituyen propiedades especiales del yodo; así es que determina exactamente los grados de temperatura en que comienza el yodo á fundirse, hervir y evaporar, observa bien el curso del fenómeno en cuanto al color, olor &c. de los vapores, y en cuanto á la forma de los cristales depositados, pues todas estas cosas como propias al yodo son indicios de su naturaleza.

Un fenómeno puramente químico nos ofrece la experiencia siguiente. En la parte cerrada del tubo de vidrio ancho y dos veces encorvado A (fig. 3) se halla una sustancia roja, que es el óxido de mercurio, á la estremidad abierta de este tubo está unido un tubo delgado de desprendimiento que se sumerge bajo el agua de la cuba neumática de tal manera, que su punta esté bajo la abertura de una campana B llena de agua. Caldeando el tubo A sale primero aire, como en la experiencia primera; mas despues se desprende un gas que no estaba en el tubo al principio, es incoloro como el aire, no quema, pero favorece muchísimo á la combustión, á saber es el oxígeno. Al mismo tiempo se desprenden vapores, los cuales enfriándose tapan las paredes de la segunda corvadura de A en forma de glóbulos, y segun que se van poco á poco uiiendo y acumulándose en la parte mas baja de esta corvadura, se conoce facilmente que es mercurio. En esta experiencia el fenómeno principal, es decir: la descomposición del óxido de mercurio en oxígeno y en mercurio, es puramente químico; porque no solo nos enseña que esta sustancia en la temperatura de cerca 400° se cambia mas profundamente que cuando solo se evapora; sino tambien nos prueba que es una sustancia compuesta y nos descubre y muestra claramente sus mismos componentes; en una palabra, nos manifiesta la misma constitucion de esta sustancia.

Para esplicar la íntima unión entre la Química y Física en sus inquisiciones y el auxilio que se prestan una á otra, pongamos el siguiente ejemplo.

Pónense dos cilindros de vidrio A y B (fig. 4) cerrados por una estremidad y llenos de agua acidulada boca abajo en el vaso C que está lleno del mismo líquido y sirve de cuba neumática. En las aberturas de ambos cilindros entran dos hojitas de platino, los que se ponen en contacto con los dos polos de una pila galvánica que consta de 4 elementos unidos entre sí (1). Despues de efectuar el contacto se produce una corriente eléctrica que pasando por el agua la descompone en dos gases: hidrógeno y oxígeno, así que en el cilindro que por su hojita de platino está en contacto con el polo negativo de la pila, se acumula todo el hidrógeno, mientras el otro cilindro recoge el oxígeno (2). Aquí

(1) Siendo el fin único de estos ejemplos evidenciar las relaciones varias entre la Química y Física, no entramos en una esplicacion detallada ni de los fenómenos ni de los aparatos. Esta se dará en otro lugar.

(2) Antes se creía que se descomponia el agua misma. Mas merced á inquisiciones recientes sabemos ahora que la electricidad ataca prime-

por una parte la corriente eléctrica, cuya inquisición en cuanto ella es un fenómeno general de los cuerpos pertenece al físico, está producida por acciones químicas en los elementos, las que explica al físico la química: por otra parte el químico se vale de la electricidad para su inquisición de la constitución del agua, así como para la inquisición de otras cualesquiera sustancias, y depende así en cuanto á la inteligencia de estos fenómenos y aparatos eléctricos del físico, mientras el físico se aprovecha del fenómeno químico señalado de la descomposición del agua para sus investigaciones físicas. Pues estando la cantidad de electricidad producida por varios elementos en proporción directa con la cantidad de gases recogidas, sirve la descomposición del agua al físico como medida de la electricidad dinámica (Voltímetro) [1].

Finalmente aducimos un ejemplo propio á mostrarnos cómo en las experiencias químicas siempre se mezclan fenómenos químicos con fenómenos físicos, y que no pueden estudiarse los unos separadamente de los otros. Echo un poquito de una mezcla de dos sustancias, clorato de potasio y azufre, en un almirez de hierro. Frotando cubos duro y de prisa se oye pronto un ruido semejante á continuos pistoletazos debido á explosiones continuas. Pues por el frote se produce calor bastante para determinar la descomposición del clorato de potasio en un gas explosivo, que es peróxido de cloro, oxígeno y clorido de potasio; mas el oxígeno y el peróxido de cloro obran sobre el azufre produciendo de nuevo calor que complica aun mas las acciones químicas y aduce como tal vez también la simple frotación la detonación del peróxido de cloro. En este experimento tenemos producción de calor por acción mecánica, influjo químico del calor sobre el clorato, varios cambios de la composición de las sustancias, producción de calor, luz y ruido por estos mismos cambios. La producción de calor por la frotación es fenómeno puramente físico, mientras los cambios de composición son fenómenos químicos y llámanse por tanto cambios químicos. La acción del calor en cuanto es un aumento de la temperatura pertenece solo al físico, mas segun que el calor ejerce un cierto influjo con la formación y descomposición de las sustancias, toca también al químico. Lo mismo vale respecto de la producción de luz, calor, ruido por los cambios químicos. En cuanto son fenómenos solamente luminosos, caloríficos, acústicos y acontecen segun las leyes generales físicas no son objeto de la investigación química, pero sí en cuanto son un efecto de los cambios químicos y nos enseñan algo sobre ellos mismos.

Resta la explicación de la última parte de la definición, á saber, las palabras: *en cuanto puede conocerse (la materia) por medio de la experiencia*. Esta añadidura importante no solo determina el objeto formal de la Química, que es la constitución y naturaleza

ro al ácido con que está acidulada el agua y no descompone á esta directa sino indirectamente. Para no complicar la explicación dejamos esta circunstancia, en cada caso se verifica una descomposición sustancial.

[1] La unidad de intensidad eléctrica corresponde á 1 gramo de hidrógeno desprendido en 1 minuto; de donde resulta que la intensidad de una corriente está representada por el peso de hidrógeno que hace desprender en el voltímetro en un minuto.

de la sustancia; sino tambien el objeto material que son todas las sustancias corpóreas. Pues la Química como no es una ciencia especulativa sino experimental, no se funda inquiriendo la constitucion de los cuerpos sobre principios generales y especulativos, lo que es propio á las ciencias especulativas; sino que se funda al contrario en los fenómenos particulares que se ven con los ojos, se tocan con las manos; en una palabra, en los fenómenos que se perciben por los sentidos. Despues de haberlos estudiado exactamente, desciende por medio de conclusiones científicas al conocimiento de la interior constitucion de las sustancias especiales, así como de la materia en general, la cual ya no se aprende por los sentidos. Por esto, se distingue la Química de la *Filosofía*, que se ocupa tambien en uno de sus tratados, á saber en la *cosmología* difusamente con la constitucion de los cuerpos y de la materia. Así es que ambas ciencias teniendo el mismo objeto material y formal, se diferencian por el modo de su inquisicion.

Si hemos dicho que el objeto principal de la Química abraza todos los cuerpos, hay que restringir esto, como lo hacemos por las últimas palabras de la definicion. La investigacion inmediata de la Química se puede estender á solo aquellos cuerpos que pueden sujetarse á su modo especial de investigacion. Mas este modo no consiste solo en la percepcion de exteriores cualidades de los cuerpos, no es así; porque tiende á investigar el interior de los cuerpos, su constitucion y naturaleza, debe abrirles por decirlo así, esto es, debe resolver las sustancias compuestas en todas sus partes y componerlas de nuevo, y formarlas (análisis y síntesis química), debe atender á todas las circunstancias y fenómenos que se verifican en esta descomposicion y composicion, para fundar sobre ellos sus conclusiones y deducciones matemáticas y lógicas. Ahora bien, hay muchos cuerpos que se sustraen *per accidens* á este modo de investigacion, por ejemplo, las sustancias de los cuerpos celestes, las del interior de la tierra. Esto deja comprender tambien la diferencia grande entre la Química y *Astronomía*. Sin embargo, tambien tales cuerpos, segun otro respecto son objeto de la Química. Como ella no solo intenta descubrir la constitucion de los cuerpos especiales, sino tambien la de la materia en general (lo primero, primera é inmediatamente; lo segundo, secundaria y mediatemente) todos los cuerpos sin ninguna escepcion serán comprendidos bajo este objeto secundario.

II.

Division de la Química.

La Química se divide en *Química pura* y *Química aplicada*. Aquella espone las doctrinas sobre las sustancias, esta enseña la aplicacion de estas doctrinas, ora en las inquisiciones científicas, ora en las artes é industrias.

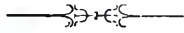
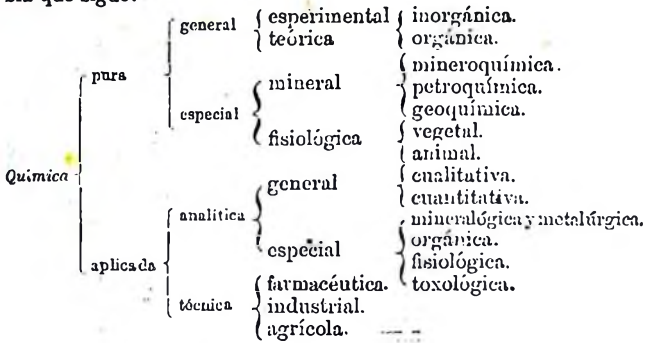
La Química pura se subdivide primero en *química general*

que se estiene á todos los cuerpos y en *química especial* cuyo objeto es inquirir mas profundamente solo una parte de las sustancias y procedimientos químicos. La química general se compone de la *química experimental*, la cual explica las doctrinas químicas por medio de los experimentos, y la *química teórica* la cual suponiendo los conocimientos y las leyes de la química experimental, deduce de ellos por via de argumentos científicos y deducciones matemáticas la explicacion de la materia, y demuestra como las diversas propiedades y los fenómenos de los cuerpos están fundados en su constitucion química. Mientras la química experimental queda mas á la superficie de los fenómenos, la química teórica da una explicacion profunda de ellos y constituye el ramo propiamente científico de la Química. Mientras la química experimental acepta y usa solamente los resultados de la química teórica en sus explicaciones y se dirige segun ellos en el tratamiento de su objeto sin probarlos; la química teórica se hace cargo de deducirlos y demostrarlos, valiéndose para esto de los resultados de la química experimental.—La química experimental abraza de nuevo dos partes, es decir: la *química inorgánica* y la *química orgánica*. Esta division es solamente convencional, y no se apoya sobre ningun fundamento racional de division, como se creia ántes. Como la division tiene su utilidad para tratar convenientemente del objeto vasto de la química general, se ha retenido tambien en nuestro tiempo. La química orgánica trata de los compuestos del carbono. Hallándose aquellos compuestos en gran parte solo en los seres organizados y derivándose aun muchos solamente de tales sustancias orgánicas se da á esta parte el nombre de química orgánica. La química inorgánica explica los demas cuerpos.

Segun que la química especial toma su objeto del reino mineral ú orgánico, se divide en *química mineral* y *química fisiológica*. Aquella consta de tres ramos: *mineroquímica*, *petroquímica*, *geoquímica*, los que tratan separadamente de la composicion química de los minerales ó de las piedras y rocas ó generalmente de las sustancias gaseosas, líquidas y sólidas de la superficie de la tierra y de los procedimientos químicos que acontecen acerca de cada uno de estos tres objetos. La fisiología se divide en la *de las plantas ó vegetal* y en la *de los animales ó animal*, y trata de las sustancias, las formaciones y cambios, y de la importancia de ellas en los organismos vivos.

La química aplicada tiene muchísimos ramos. Primero, la distinguimos en *química analítica* la que enseña los métodos de descubrir las sustancias segun su naturaleza y segun su cantidad; y en *química técnica*, que explica sus aplicaciones en las artes, industrias &c. La primera se subdivide como lo muestra la tabla puesta al fin. La segunda se podria dividir en tantos ramos, cuantas son las artes, industrias, aplicaciones domésticas y civiles, pero entónces se deberia enumerar una serie indefinida de químicas técnicas. Mas bien la dividimos en *química farmacéutica*, *industrial*, *agrícola*, cuya significacion se entiende por su mismo nombre; siendo de notarse que se distinguen mucho en su objeto y en la manera de aplicacion de la química.

Mas claramente se ve en la division de la química en la tabla que sigue:



PARTE I.

De los cuerpos en general.

En esta parte se espondrán los principios generales de la Química moderna que nos servirán en la segunda parte para las esplicaciones teóricas, en cuanto estas se deben dar en el tratado de la Química experimental. En primer lugar veremos las partes de las cuales se componen los cuerpos, y en segundo las fuerzas que producen de estas partes tales cuerpos, cuales los percibimos por nuestros sentidos: ó en otros términos, en el primer capítulo trataremos de las partes materiales, en el segundo de las partes dinámicas de los cuerpos.

CAPITULO I.

DE LAS PARTES MATERIALES DE LOS CUERPOS.

En cada cuerpo podemos distinguir tres cuádruple especie de partes materiales, á saber; *partículas* ("molas") ó partes mecánicas, *moléculas* ó partes físicas, *átomos* ó partes químicas, *monadas* ó partes ultraquímicas, segun la cuádruple divisibilidad y composicion de los cuerpos.

Que todos los cuerpos sean divisibles mecánicamente y se compongan por tanto de partes mecánicas ó partículas, es un hecho que probamos cada día, partiendo, pulverizando, quebrando. Estas partes mecánicas tienen todas las propiedades de que gozan tambien las masas enteras á que pertenecen. La diferencia única entre las partículas y las masas enteras es la sola magnitud. En la práctica esta divisibilidad no tiene límites definidos, y depende siempre de los medios mas ó menos perfectos de que nos valemos para dividir. Por esto el nombre de *partícula* ó "*mola*" en cuanto á los límites de la particion, no significa algo que es en sí mismo exactamente definido, sino en cuanto á la naturaleza de las partes; pues así como se distingue enteramente la division mecánica de la química y física, así tambien las molas de las moléculas, átomos y monadas. Definimos por consiguiente las molas así: *son las partes correspondientes á la divisibilidad mecánica.*

Hay en los cuerpos todavía otra composicion y por tanto otra divisibilidad y otras partes. á saber la composicion y divisibilidad física y química, las moléculas y los átomos. Para explicar esto con mas claridad, fijémonos en un ejemplo concreto. Ya hemos visto que el agua por el influjo de la corriente eléctrica se descompone en dos cuerpos diferentes entre sí y diferentes del agua, en oxígeno é hidrógeno. Por consiguiente el agua es esencialmente

una sustancia compuesta. Ahora bien, dividiendo el agua siempre mas y mas, obtendremos finalmente partes que no podemos dividir ulteriormente, sin resolverlas en sus componentes esenciales, es decir: en oxígeno ó hidrógeno ó lo que es lo mismo, sin atacar la constitucion esencial ó química del agua. Esas partes últimas del agua llamamos *las moléculas* del agua. Mostraremos en la química teórica, que las moléculas son realmente existentes y que están bien determinadas objetivamente, sea en cuanto á su cantidad, sea en cuanto al conjunto de sus propiedades. Llámense tambien partes físicas, por ser ellas mismas la causa de toda actividad física de la materia, y porque producen por su union, no solo los cuerpos en cuanto son agregados físicos, sino tambien todas sus propiedades físicas, es decir: porque atribuyen á los cuerpos aquellas propiedades y verifican en ellos aquellos fenómenos, que percibimos con los sentidos y que no son producidos sino por la union de las moléculas. Cada molécula pues separada, aunque tiene la misma constitucion interior que las molas de agua, todavia no posee las mismas propiedades físicas.

Continuando la division en una molécula de agua, recibimos partes que ya no son mas agua, obtenemos tres partes de las cuales dos son hidrógenos y una oxígeno. Ellas se diferencian de las moléculas de agua, no solo en que su constitucion interior es diferente entre ellas mismas, y con respecto al agua, sino tambien en que no son combinaciones, como lo son las moléculas. Estas partes son *los átomos*. La combinacion ó union por la cual resultan de los átomos las moléculas del agua, se llama combinacion química. Pues ella constituye el agua esencialmente y engendra todas las propiedades que decimos químicas, es decir: las que se refieren á la composicion y descomposicion del agua misma, y al influjo del agua en la composicion y descomposicion de otras sustancias. En vista de esto, se les da á los átomos tambien el nombre de partes químicas.

Así como el agua, así todas las sustancias constan de moléculas y de átomos. Mas, sabido es que los químicos distinguen entre *sustancias compuestas y sustancias simples*. Esta distincion tiene hoy dia otra significacion que ántes. Pues sustancias simples se llaman en la química moderna aquellas cuyas moléculas son combinaciones que constan de átomos iguales; mientras en las sustancias compuestas las moléculas contienen átomos diferentes. El agua, por ejemplo, es una sustancia compuesta en sentido químico, por ser los átomos de sus moléculas diferentes; lo mismo el cinabrio, cuyas moléculas se componen de un átomo de mercurio y de azufre. Mas el hidrógeno, oxígeno, azufre son sustancias simples, siendo sus moléculas combinaciones de dos átomos de hidrógeno, de dos de oxígeno, de dos de azufre. Hay que notar bien que la diferencia entre las sustancias compuestas y simples no está en que aquellas solas sean combinaciones químicas, mas no estas; ó que en aquellas los átomos estén químicamente juntos, mientras en las simples estén libres; no es así, en ambas se hallan los átomos en combinacion química, pero ella se verifica en las sustancias simples entre átomos iguales; en las sus-

tancias compuestas entre átomos desiguales.

Antes se creía que los átomos eran según, que lo indica el nombre, las últimas partes materiales indivisibles de los cuerpos; mas veremos en la química teórica razones sólidas que nos impelen á admitir lo contrario. Pues con buen fundamento los átomos se consideran compuestos de partes ulteriores que llamaremos *monadas* y que son los últimos componentes de la materia.

Ahora digamos algo sobre las calidades de estas partes materiales. En las monadas reside la fuerza de la atracción que se dice universal. Esta fuerza es igualmente grande en todas las monadas. De eso sigue que el número de monadas en los átomos es vario, mas está en razón directa del peso atómico. Además, hay razones de admitir que las monadas sean iguales no solo en volúmen sino también en todas sus propiedades. En cuanto á los átomos hay que decir, que nunca existen fuera de combinación química, según el orden que reina en el mundo, siempre están combinados ó con otros átomos iguales ó con diferentes. Todos los átomos tienen en estado gaseoso y comparados en la misma temperatura y bajo la misma presión atmosférica el mismo volúmen. Ya esta circunstancia nos da á entender que las monadas están juntas de diferente manera en los diferentes átomos. Pues por una parte todas las monadas son igualmente grandes, del mismo modo los átomos; por otra parte, contienen los diferentes átomos varios números de monadas, por consiguiente han de estar de otra manera en el hidrógeno, cuyo peso atómico es 1 que en el plomo cuyo peso atómico es igual á 207.—Las moléculas son también igualmente grandes, cuando se comparan bajo las mismas circunstancias que acabamos de señalar acerca de los átomos; por tanto, también los átomos están diferentemente unidos en las varias moléculas.

CAPITULO II.

DE LAS FUERZAS, QUE UNIENDO LAS PARTES MATERIALES PRODUCEN LOS CUERPOS.

Hemos visto los principios materiales de los cuerpos, ahora vamos á conocer sus principios dinámicos, es decir, aquellas fuerzas por cuya acción se efectúa la unión de las monadas, de los átomos y de las moléculas para formar cuerpos tales, cuales están al rededor de nosotros. Pues falso y absurdo es aquel sistema cuyos autores son Leucipo, Demócrito y Epicuro, y que hace constar los cuerpos solo de partes materiales. Lo que obran las fuerzas en los cuerpos, nos lo prueba la mas común experiencia cotidiana. Para partir los cuerpos mecánicamente se necesitan siempre esfuerzos, mas esto nos muestra que ha de vencer una resistencia en los cuerpos que se oponen á la separación; ó que obra continuamente una fuerza para contener las moléculas en su unión física. Del mismo se puede exactamente medir la fuerza que es necesaria para descomponer una molécula de agua

en dos átomos de hidrógeno y uno de oxígeno; mas esta fuerza es igual á la fuerza que obrando en la molécula misma une y contiene los átomos. No entramos mas en la esplicacion de la existencia de fuerzas en general en los cuerpos; mas esquicemos su naturaleza y su manera de obrar. Pero ántes adelantamos una advertencia previa sobre las diferentes composiciones en los cuerpos.

La composicion de las moléculas que produce las masas ó masas corporales se llama *agregacion física*. Ella es estudiada principalmente por el físico, por no pertenecer á la constitucion interior de las sustancias, sino á sus propiedades accidentales. La naturaleza interior hallándose ya enteramente constituida en cada molécula, basta al químico inquirir la interna constitucion de las moléculas. En verdad toda la Química no es otra cosa, que la inquisicion de las moléculas, y el químico trata siempre de ellas, siendo estas los verdaderos y únicos representativos de su objeto, á saber: de la constitucion interna de las sustancias. Esto nos dará otra definicion y distincion de la Química y Física, la que no es ménos exacta que sencilla: la Química es la ciencia de la constitucion de las moléculas; la Física, la ciencia de los fenómenos en las masas ó en las agregaciones moleculares. La union de los átomos en las moléculas se dice *combinacion química*, mientras la composicion de las monadas en los átomos se llama *constitucion química ó sustancial* porque constituye fundamental y sustancialmente la sustancia corporal. Los mismos nombres, agregacion, combinacion, constitucion ya indican bastantemente que estas tres composiciones diferentes tocan en diverso grado á la constitucion de las materias.

§ 1°

De la naturaleza de la fuerza química.

La química teórica nos prueba que existe en todos los átomos un principio activo que produce no solamente todos los fenómenos químicos en las sustancias, sino tambien la union de las monadas por la cual se constituyen los átomos, es decir: un principio activo que es verdaderamente un principio constitutivo de los átomos, y que determina toda su actividad característica, la que se llama "*fuerza química*."

Para esplicar la naturaleza de esta fuerza servirá compararla con el principio vital de los animales y de las plantas. Cierio es que todos los animales se forman y constan de dos principios constituyentes: de la materia inorgánica y de un principio vital. Est, uniendo á sí la materia inorgánica y subordinándosela produce un compuesto nuevo, cuyas propiedades y acciones todas resultan de este influjo del principio vital sobre la materia inorgánica. La misma relacion existe tambien entre las monadas y la fuerza química en los átomos: la fuerza química apoderándose como principio constitutivo de las monadas, forma con ellas los átomos y todas las acciones, y los fenómenos que se verifican en



los átomos son el resultado del influjo de la fuerza química en las monadas.

En cuanto á la fuerza química debemos distinguir una actividad doble: 1° aquella por la cual se constituye el átomo y que se concluye enteramente dentro del átomo mismo, y 2° la que resulta de la primera y que se dirige fuera del átomo hácia otros átomos. Pues la fuerza química tiende por su union con las monadas no solo á constituir el átomo de una manera cualquiera, sino tambien á conducirlo á un tal estado que es para él mas completo, á saber, se engendra en el átomo la tendencia de completarse lo mas perfectamente por la combinacion química y la agregacion física, en otras palabras: por la union nacen las fuerzas de combinacion atomística y molecular, y la tendencia continua de ejercerlas lo mas completamente.

Hay tantas fuerzas químicas específicamente diferentes cuantas especies hay de átomos diferentes. Pues solamente por ser diferentes estas fuerzas pueden formarse de las monadas iguales átomos varios, y solo por esto las monadas en los átomos se unen segun diferentes números y se colocan diferentemente (cfr. p. 10).

En cuanto á la tendencia á combinarse químicamente, ella se puede efectuar siempre, porque los átomos hallan siempre otros átomos con que se pueden combinar, y así es que segun el orden que reina efectivamente en el mundo material, los átomos existen siempre combinados químicamente ó formando moléculas. Mas no cualquiera combinacion satisface igualmente á la tendencia determinada é individual de combinacion en un átomo; al contrario, cada átomo muestra diferente tendencia de combinacion hácia los diferentes átomos. Y buscando siempre la combinacion que mas le satisface, se desprende de las combinaciones que le convienen ménos, para unirse con aquellos átomos que satisfacen mas á su tendencia; con otras palabras: suceden transformaciones químicas ó "*reacciones químicas.*" Porque estas reacciones nos dan mucha luz sobre la actividad de la fuerza química hácia fuera del átomo y siendo su conocimiento muy importante para la explicacion de los fenómenos químicos que veremos en la parte especial de este tratado, los estudiaremos en un párrafo especial.

§ 2.º

Actividad de la fuerza química dirigida fuera del átomo, ó las acciones químicas.

Accion química se llama el influjo activo de un átomo con otro; si este influjo determina el cambio de átomos entre las moléculas de diferentes sustancias se dice mas especialmente *transformacion química, reaccion química* ó tambien *procedimiento químico.* Todas estas acciones químicas se fundan, como acabamos de decirlo, en la tendencia que existe en los átomos, de buscarse aquellas combinaciones atomísticas, que satisfacen lo mas completamente á su tendencia de combinacion, ó lo que es lo mismo, que son las mas fijas y estables. Esta satisfaccion á la tendencia de combinacion se espresa por el nombre técnico de "*saturacion*";

por consiguiente *saturar* significa satisfacer á la misma tendencia. Ahora bien, segun esto podemos distinguir tres casos generales diferentes en que se verificará la transformacion química.

1° Las moléculas de dos ó mas diferentes sustancias pueden cambiando sus átomos formar moléculas en las cuales los átomos están mas saturados.

2° Las moléculas de dos ó mas diferentes sustancias que, cambiando sus átomos bajo las circunstancias ordinarias no producirian combinaciones mas saturadas, pueden engendrarlas cuando las circunstancias de temperatura, electricidad &c. vuelven otras.

3° Los átomos de las moléculas de una y misma sustancia pueden constituir moléculas mas saturadas, usiéndose de otra manera.

A estos tres casos se refieren todas las reacciones químicas. Siempre es la causa de cambio la diferente saturacion en las varias moléculas por una parte, y por otra la tendencia á la saturacion perfecta que existe en cada átomo. Los átomos no se hallan tranquilos en sus combinaciones hasta que no hayan saturado enteramente su tendencia de combinacion y hayan encontrado así la estabilidad mas completa, ó como dicen los químicos, el estado de equilibrio químico perfecto. Cuanto mayor es la diferencia de saturacion en las moléculas ántes de la reaccion y en las que se producen por la reaccion tanto mas facilmente sucedera la transformacion misma.—Mas para que puedan transformarse los átomos en moléculas mas saturadas preciso es se verifiquen ciertas condiciones. Pues cada combinacion química, cada molécula aunque no saturada enteramente, representa sinembargo siempre un sistema equilibrado de las fuerzas químicas, y la diferencia entre moléculas saturadas completamente y las saturadas incompletamente consiste solo en que en aquellas el equilibrio es perfecto y estable, imperfecto é inestable en estas. Para estorbar ó romper este equilibrio hay necesidad de un empuje y no pudiendo determinarse á esto los átomos mismos, este impulso debe provenir de fuera. Con otras palabras: las reacciones no suceden sino en ciertas circunstancias diferentes, segun que el equilibrio en las moléculas es mas ó ménos inestable, ó segun que el cambio atómico se efectua entre los átomos de diversas sustancias ó entre los de una misma molécula.

CONDICIONES PREVIAS PARA LAS REACCIONES.

La condicion primaria é indispensable para todas las reacciones químicas es el contacto de las moléculas. Esta condicion consiste no solo en que se toquen localmente los átomos, mas ella influye en la verificacion de las reacciones mucho mas por la accion que ejercen las moléculas siempre en su contacto. Este contacto se hace de diferente manera segun la agregacion física de las sustancias é influye por consiguiente tambien de manera diferente.

El contacto mas completo se consigue mezclando dos ó mas sustancias líquidas ó sustancias disueltas (1). Pues en los líquidos

(1) *Disolucion* en general se llama la union de un cuerpo gaseoso, líquido ó sólido con un líquido (*disolvente*) de la cual resulta un líquido

gozan primero las moléculas de una movilidad suma y no están rotendidas por la cohesion. Por consiguiente cuando se mezclan diferentes sustancias liquidas ó disueltas que cambiando sus átomos pueden producir sustancias mas saturadas, se verifica inmediatamente la reaccion química. Esto nos prueban innumerables transformaciones por "via húmda." (Ejemplos: Disolucion de amoníaco y de sulfato cobre, disolucion de acetato de plomo y de bicromato de potasio, aceite de trementina y ácido nítrico concentrado.)

Poniendo un cuerpo sólido en un líquido, el contacto se verifica solamente á la superficie; ademas, la cohesion se opone al movimiento libre de las moléculas del cuerpo sólido. Sin embargo, en el caso que los productos de la reaccion entre ambos cuerpos sean solubles, se continuará la reaccion de la superficie hasta la última molécula del cuerpo sólido. Mas si los productos no se disuelven, la reaccion se acaba en la superficie sola, formándose una capa inactiva al rededor del cuerpo sólido que separa las moléculas de los dos cuerpos activos. (Ejemplos: Mármol y ácido nítrico, mármol y ácido sulfúrico diluido, bromo y fósforo, potasio y agua).

Muy semejante es el caso, si se tocan líquidos y gases no solubles. (Ejemplo: Transformacion superficial del plomo fundido en litargirio por el aire). Si el gas es absorbido, entónces la reaccion no solo se hace superficialmente, sino se estiende á todas las moléculas del líquido. (Ejemplos: Cloro y aceite de trementina, espesura de ciertos aceites).

Sabido es que los gases se difunden los unos en los otros; y así mezclando varios gases se consigue siempre un contacto perfecto entre las moléculas de los gases mezclados. Él es tan perfecto como en los líquidos mezclados. Sin embargo, no es favorable en el mismo grado á las reacciones químicas, siendo el poder expansivo propio de los gases una circunstancia impediende. (Ejemplo: amoníaco y ácido clorhídrico).

Estando un cuerpo sólido en un gas activo, hay primero contacto solo limitado, y segundo debe vencerse por la fuerza química para producir transformacion completa la cohesion. Por tanto, en este caso las reacciones ocasionadas por el solo contacto no son frecuentes, y generalmente solo superficiales. (Ejemplo: el enmohecerse del hierro en contacto del aire). Si el equilibrio es muy inestable ó si la diferencia de saturacion entre las moléculas ántes y des-

homogéneo y transparente. Ella es una reparticion de las moléculas del cuerpo disuelto efectuada por las moléculas del cuerpo disolvente y es debida á una especie particular de atraccion; las moléculas del cuerpo disuelto están diseminadas simétricamente entre las moléculas del cuerpo disolvente. En cuanto á las sustancias sólidas y gaseosas, ellas son liquidadas verdaderamente por medio del disolvente. La disolucion de un gas se llama tambien mas especialmente *absorcion*, la de diferentes líquidos simplemente *mezcla*, reteniendo el nombre de disolucion solo para las sustancias sólidas. Se pueden distinguir dos casos de disolucion, el disolvente se incorpora cantidades indefinidas de otra sustancia (alcohol en cuanto al eter, el agua en cuanto al clorido de sodio), ó disuelve solamente cantidades determinadas (agua en cuanto á la sal comun.)

pues de la reaccion es muy grande, pueden sin embargo acontecer tambien en estas circunstancias reacciones muy vehementes. (Ejemplo: cloro y antimonio ó arsénico).

El contacto ménos favorable es el entre dos cuerpos sólidos; primero, es lo mas restringido, y segundo, se opone la cohesion en ambas sustancias activas á la reaccion. Por tanto muy rara vez puede aducir el solo contacto de sustancias sólidas un cambio: sucede algunas veces, si es muy grande la diferencia de saturacion y la inestabilidad del equilibrio. (Ejemplo: fósforo y iodo.)

Aunque sea necesario para todas las reacciones el contacto, sin embargo él solo no basta en muchísimos casos, y deben influir impulsos mas fuertes para romper el equilibrio que une las moléculas activas. Tales impulsos nacen:

1° *Por cambio de temperatura.* Generalmente vuelve el equilibrio químico de las moléculas ménos estable en mayor temperatura, y por consiguiente favorece en general el aumento de temperatura á los cambios químicos. Además se cambian con el calor las tendencias individuales de combinacion. Finalmente es de notar en cuanto á la circunstancia de temperatura, que ciertas reacciones acontecen solo entre determinados límites de temperatura y que fuera de estos, ó no acontecen ó se desarrollan de otra manera. (Ejemplos: Carbon y azufre. Oxido de mercurio. Peróxido de cloro. Hidrógeno y oxígeno se unen en calor débil para formar agua, en calor subido se descompone el agua en hidrógeno y oxígeno).

2° *Del influjo de la luz.* La luz consiste en un movimiento vibratorio de las mínimas componentes de la materia, y segun la diferencia de los rayos que componen la luz, este movimiento es vario. Veremos en la química teórica que los átomos en los cuales producen los rayos luminosos un movimiento harmónico son dispuestos para la combinacion mútua por aquellos mismos rayos; mientras en aquellos átomos en que se produce movimiento disharmónico, se debilita la tendencia para la union mútua. Ahora se comprenderá el influjo que tiene la luz sobre las reacciones químicas. (Ejemplos: Cloro é hidrógeno. Oxido de carbono y cloro. El ennegrecer del clorido de plata por la luz. El influjo de la luz sobre la vegetacion de las plantas).

3° *Por la electricidad.* La electricidad dinámica ó galvánica es el mas poderoso medio para inducir cambios químicos. Espoñiendo las diferentes sustancias convenientemente á la corriente eléctrica todas se descomponen ó se cambian, eila destruye enteramente el equilibrio químico de las moléculas y las separa en partes electropositivas que van acumulando al polo negativo, y en partes electronegativas que son atraidas por el polo positivo. Tambien la electricidad estática induce transformaciones químicas, mas su aplicacion es mucho mas limitada. (Ejemplos: Descomposicion del agua en el voltámetro, combinacion del hidrógeno y oxígeno en el eudiómetro por medio de chispas eléctricas. Descomposicion de disoluciones salinas).

4° *Por influjo mecánico.* Frotacion, compresion, golpes &c. Este influjo induce descomposiciones principalmente en aquellas sustancias cuyo equilibrio químico es mínimo. Hay algunas sus-

stancias explosivas que no se dejan tocar sin que sus átomos salgan con vehemencia de las combinaciones violentas, para combinarse mas convenientemente segun su tendencia natural. Tales son por ejemplo el iodido de nitrógeno, el clorido de nitrógeno, la plata fulminante y otras. En muchísimos casos se funda en la produccion de calor el influjo que ejercen los movimientos mecánicos, y todas las reacciones inducidas por influjos mecánicos se pueden efectuar tambien por calor. Un ejemplo que pertenece á esta categoría lo hemos visto (pág. 4) á saber, las explosiones producidas por frotacion de la mezcla de clorato de potasio con azufre. Otro es: la combinacion del hidrógeno y oxígeno por medio de compresion rápida.

Como circunstancias favorables y aducenas combinaciones químicas, señalaremos todavia:

5° *El estado nativo ó de nacimiento.* Llámase así el estado en que se encuentran los átomos al momento que salen de una combinacion química. Pues en este momento gozan de una actividad química mayor que en su estado ordinario. Así sucede que en este caso se combinan aun con átomos, con los cuales no se hubieran unido en circunstancias ordinarias. Ejemplo: No es posible unir directamente el hidrógeno y el nitrógeno para que produzcan amoníaco. Mas esto se verifica si se dirigen las circunstancias de tal manera que se encuentren el hidrógeno y el nitrógeno, ambos en estado de nacimiento, lo que acontece siempre si se pone cobre en agua acidulada por ácido nítrico. Pues este metal atrayéndose juntamente el oxígeno del ácido nítrico y del agua, pone en libertad al mismo tiempo hidrógeno y nitrógeno. La formacion del amoníaco se prueba por el color azul característico de la disolucion de cobre en amoníaco.

6° *La modificacion activa.* Si por otras circunstancias que por la salida de moléculas se aumenta la actividad química de los átomos, se dice este estado "modificacion" activa". El cloro, por ejemplo, despues de esponerlo algun tiempo á los rayos directos de la luz solar, se une tambien en oscuro con el hidrógeno instantáneamente, por haber sido transformado por los rayos en la modificacion activa. El influjo de esta modificacion se encuentra muy raras veces.

7° *Comunicacion de actividad química.* A menu lo sucede que una sustancia A inactiva respecto de otra sustancia B, se vuelve activa mezclada con otras sustancias que están reaccionando entre sí mutuamente. Se dice entónces que estas últimas sustancias comunican la actividad química á A y B. El nitrógeno, por ejemplo, no se une sino con suma dificultad directamente con el oxígeno por medio del calor. Mas añadiendo nitrógeno á una mezcla de hidrógeno y oxígeno, se une facilmente el nitrógeno con el oxígeno, formando ácido nítrico cuando se efectúa la unión de hidrógeno y oxígeno por medio de calor. La disolucion de platino y oro por ácido nítrico cuando están aleados con mucha plata.

8° *Tendencia al estado sólido.* Los átomos tienden no solo á completarse químicamente, es decir por la combinacion química perfectamente saturada, sino tambien bajo respecto físico. Luego siendo el estado sólido mas fijo y completo que el líquido, siem-

pre, supuesto que las circunstancias lo permitan, se transforman las moléculas líquidas por sí mismas en otras que son sólidas. Esta tendencia al estado sólido es á veces tan fuerte, que predomina sobre la tendencia á la saturacion completa atomística. Se funda una ley importante y universal sobre esta propiedad de los átomos, la que se espresa así: *Siempre que se mezclan dos sustancias disueltas que pueden producir por cambio de los átomos una sustancia no soluble, esta se forma y cae al fondo al mezclar estas dos sustancias disueltas.* (Ejemplo: Acetato de plomo y sulfido de hidrógeno, sulfato de cobre y arsenito de potasio, nitrato de plata y ácido clorhídrico é innumerables otros (1).

Una condicion sumamente importante para la verificacion de acciones químicas es el influjo del principio vital sobre la materia inorgánica, y el influjo de ciertos seres orgánicos (vegetales y animales) microscópicos con sustancias orgánicas (fermentacion, putrefaccion). Mas tratándose esto en la química orgánica y fisiológica, basta aquí solo indicarlo.

Se señala generalmente todavía otra circunstancia facilitante de las acciones químicas, á saber: el influjo de ciertas sustancias que obran, segun se dice, por "solo contacto" (por ejemplo, musgo de platino, peróxido de manganeso &a) y se atribuye á estas sustancias una fuerza especial llamada "catalítica". Mas ninguna sustancia obra por solo contacto, y el influjo de dichas sustancias se reduce ó á uno de los influjos arriba mencionados ó se esplica de otra manera, como lo veremos en la parte especial del tratado.

Vistas las condiciones y circunstancias que ocasionan reac-

(1) Aquí se podrán hacer dos esperiencias curiosas, que se fundan en la misma ley y en los fenómenos espuestos ántes. Los prestigiatadores pues pretenden poder sacar de una misma botella cualquier líquido. En la botella ponen una disolucion diluida de sesquiclorido de hierro y destruyen por algunas gotas de ácido sulfúrico el color de la disolucion de modo que parezca agua pura. Entónces ponen en diferentes vasos gotitas de diferentes disoluciones, por ejemplo: en el primero gotas de sulfocianido de potasio disuelto, en el segundo tintura de nueces de agallas, en el tercero disolucion de ferrocianido de potasio, en el cuarto clorido de antimonio, en el quinto no ponen nada. Echando ahora en los diferentes vasos de la disolucion de clorido férrico se llenan con diferentes líquidos, por que se forman diferentes precipitados que coloran variamente todo el contenido. En la primera se ve un color rojo ("vino" ó "sangre") en el segundo licor negro ("tinta negra"), en el tercer licor azul ("tinta azul"), en el cuarto licor blanco ("leche"), en el quinto licor incoloro, transparente ("agua"). Otra esperiencia es la que llaman "produccion de vegetacion química ó de bosque artificial". Lléngase un cilindro ancho de vidrio con una disolucion de silicato de sodio de 22° B que contiene siempre algo de carbonato de sodio. Poniendo despues en la disolucion cristales de tales sales metálicas solubles, que son precipitados por el silicato y carbonato de sodio. (Clorido de hierro, sulfato de manganeso, bicromato de potasio, clorido de cobalto, nitrato de cobre), casi inmediatamente despues de ponerles se deja ver el crecimiento de plantas. Pues los hidróxidos y silicatos precipitados en estado gelatinoso son levantados paulatinamente por el anhídrido del ácido carbónico formando ramificaciones muy semejantes á ciertas plantas.

ciones químicas, ahora vamos á estudiar los efectos que siguen de ellas, y las acompañan; unos se manifiestan al exterior y se pueden percibir por los sentidos; otros son interiores, no perceptibles por los sentidos, y se deben investigar por las vías analíticas que conducen hasta el interior de las moléculas.

EFFECTOS EXTERIORES DE LAS REACCIONES QUÍMICAS.

En estos se debe distinguir de nuevo, una doble clase de fenómenos: los que son permanentes y se refieren al cambio de las propiedades exteriores de las sustancias, y los que son pasajeros y consisten en fenómenos físicos producidos durante la reacción.

1º *Efectos tocantes al cambio de las propiedades externas.* Estos se fundan en el cambio interior atomístico, y en muchísimos casos se puede probar como se derivan las nuevas propiedades de los átomos, que constituyen las sustancias nuevamente formadas. Aquí no entramos en la esplicacion de esto asunto importante que pertenece á la química teórica.—Generalmente, cuantas veces se combinan los átomos de otra manera, tantas veces se mudan profundamente las calidades exteriores. Bastará para esplicar esto, poner algunos ejemplos. El sodio es un metal blando, en su corte brillante como la plata; el cloro es un gas de color amarillento verdoso, con olor muy irritante, muy venenoso; mas uniéndose un átomo de sodio con uno de cloro, forman moléculas de una sustancia incolora y trasparente de fácil cristalización en cubos regulares, que muy lejos de ser nociva influye mucho y es necesaria para nuestra salud, es decir: la sal comun.—El carbono es, como conocen todos, un cuerpo negro, no fusible, sin olor; el azufre es amarillo, sólido y sin olor, mas cambiando sus átomos, forman estas dos sustancias el sulfido de carbono, que es un líquido muy móvil distinguido por su poder sumo refringente de la luz. y por su olor fuerte y desagradable.—El amoníaco es un gas que tiene olor penetrante; el ácido clorhídrico es tambien un gas que esparce olor fuerte, mas diferente del amoníaco, ambos poseen una grande actividad química; combinándose ambos producen sal amoníaco, sustancia sólida sin olor y cuya actividad química es casi nula.—El oxígeno ordinario, cuyas moléculas son combinaciones de dos átomos de oxígeno, es un gas incoloro, sin olor, no solo no dañoso á nuestra salud, sino tambien absolutamente necesario. El ozono no se diferencia en nada del oxígeno, sino en que sus moléculas contienen tres átomos de oxígeno, y sin embargo es un gas sumamente venenoso y tiene olor muy fuerte y picante.

2º *Fenómenos físicos producidos por las reacciones.* Cada vez que dos cuerpos se mudan químicamente, se producen fenómenos de electricidad, aunque generalmente es muy difícil hacerla constar. De ejemplos para este efecto pueden servir todas las pilas galvánicas, porque estas no son otra cosa sino aparatos para acumular la electricidad que se desarrolla por acciones químicas, y conducirla convenientemente. Por consiguiente todas aquellas grandísimas fuerzas, que admiramos en las pilas galvánicas, son un efecto producido por los átomos en el cambio de las molé-

culas, y nos dan á conocer la intensidad de la fuerza química. Todas las reacciones químicas producen además un *cambio de temperatura*. Generalmente ella se aumenta y á menudo son enormes las cantidades de calor desarrolladas en los procedimientos químicos. Así, por ejemplo, un gramo de hidrógeno desarrolla combinándose con oxígeno para formar agua 34462 calorías (1); uniéndose con cloro para formar ácido clorhídrico desarrolla 23783 calorías; 1 gramo de carbon al quemar, desarrolla 8080; 1 gramo de fósforo 5953; 1 gr. de azufre 2221; 1 gr. de alcohol 7148; 1 gr. de ácido esteárico 9716 calorías. Todo el calor que producimos cada día en nuestros hornos, estufas &c. quemando leña, carbon y semejantes combustibles, es siempre el efecto del procedimiento químico que se verifica al quemar, es decir: del influjo descomponente del oxígeno del aire con las moléculas de los combustibles. No tan frecuentes son los casos en los cuales se disminuye la temperatura por reacciones químicas, y hay una diferencia notable entre los compuestos que se forman con aumento de temperatura y los que se engendran disminuyéndola. Pues aquellos se pueden formar directamente y absorben calor descomponiéndose; miéntras estos se pueden producir solo indirectamente y producen calor por su descomposicion.—El tercer efecto que se observa en las reacciones químicas es la *produccion de luz*. Este efecto no es tan universal como el de la produccion de calor y se manifiesta principalmente en aquellas transformaciones químicas que se hacen con mucha energía y vehemencia. La produccion de luz es la consecuencia del gran calor engendrado por la reaccion química. Pues todos los cuerpos lucen si son bastante calientados. Cada reaccion acompañada de produccion de calor y luz se llama "*combustion*". Echando, por ejemplo, polvo de arsénico en un frasco que está lleno de cloro seco, arde el arsénico, como lo hemos visto ya ántes (p. 5), es decir; se une el cloro con arsénico produciendo luz y calor, siendo muy grande la tendencia de combinacion entre estos dos cuerpos. Muy intensa es la luz que producen el fósforo y el magnesio quemándose en oxígeno. Otros tantos ejemplos para este fenómeno son todos aquellos procedimientos de iluminacion de que nos valemos en la vida ordinaria (2).

Muy vehementes y peligrosos son á veces *los efectos mecánicos* producidos por las reacciones químicas. Cada cañonazo y pistoletazo, todo lo reventar de peñas por medio de mezclas explosivas, sirven como ejemplos. Comunmente se fundan estos efectos explosivos en la circunstancia de que los productos, casi momentáneamente obtenidos por la reaccion química, tienen volúmenes muy diferentes de los que tenían las sustancias, de las cuales se han formado; ó tambien en que el calor engendrado por la reaccion dilata casi instantáneamente de modo notable las sustancias formadas. Las resistencias que pueden así vencer los átomos,

(1) Caloria es aquella cantidad de calor que es necesaria para aumentar la temperatura de un gramo de agua de 1°C.

(2) De las circunstancias especiales en la produccion de luz y calor por procedimientos químicos, trataremos mas adelante esponiendo los fenómenos de la *combustion*.

nos suministran medios con que podemos medir los esfuerzos que desarrollan los átomos en sus reacciones. Segun esperiencias hechas para este fin, no pueden resistir cilindros metálicos de paredes gruesas de $1\frac{1}{2}$ centim. á la expansion instantánea que se verifica, encendiendo una mezcla de hidrógeno y oxígeno, ellos se rompen como si fuesen de papel. De inquisiciones exactas resulta que la presión que 9 kilogramos de moléculas de agua, formadas como acabamos de decir, ejercen sobre las paredes del vaso, es igual á la que produciria una masa de 100 kilogramos, cayendo de una altura de 200 piés.—Finalmente es de notar que se han observado tambien *efectos magnéticos* de las reacciones químicas; mas no habiendo sido bien estudiados hasta ahora, no entramos en su esplicacion.

EFFECTOS INTERIORES DE LAS REACCIONES QUÍMICAS.

Todos los átomos hallándose desde el principio de este mundo material en combinacion química, y siendo por tanto todas las sustancias combinaciones, ora de átomos iguales, ora de átomos diferentes; el efecto producido por todas las reacciones dentro de las moléculas consistirá únicamente en el cambio de la combinacion atomística; ó toda reaccion en cuanto al efecto que se produce en el interior de las moléculas, consiste en que los átomos se componen de otra manera. Para poder esplicar con mas exactitud y claridad aquellos cambios atomísticos, es preciso valernos de las fórmulas químicas y debemos por consiguiente esplicar ántes los principios de la nomenclatura química.

Nomenclatura química. Los químicos se sirven para expresar las diferentes sustancias, así como los procedimientos químicos de fórmulas que dejan ver claramente toda la interna constitucion atomística y el decurso interior de los cambios atomísticos, mientras las reacciones. Primero, expresan los diferentes átomos por la letra inicial de la palabra latina de los elementos que se componen de estos átomos; así que la letra signifique un átomo. H significa un átomo de hidrógeno (*hydrogenium*), O un átomo de oxígeno (*oxigenium*), S un átomo de azufre (*sulphur*). Si los nombres de dos ó mas elementos principian con las mismas letras, se añade á la primera la segunda ó tercera letra por la cual se diferencian: por ejemplo, Ag un átomo de plata (*argentum*). As un átomo de arsénico (*arsenicum*), Se un átomo de selenio (*selenium*). Para significar un cierto número de átomos, se añade al signo del átomo el número correspondiente, como índice arriba ó abajo de la línea, por ejemplo: Ag₂ dos átomos de plata, H₃ tres átomos de hidrógeno. Los signos atomísticos de todos los elementos, son los siguientes:

Aluminio	Al	Cloro	Cl
Antimonio	Sb (stibium)	Cobalto	Co
Arsénico	As	Cobre	Cu (cuprum)
Azufre	S (sulphur)	Cromo	Cr
Bario	Ba	Didimo	Di
Berilio	Be	Erbio	Er
Bismuto	Bi	Estaño	Sn (stannum)

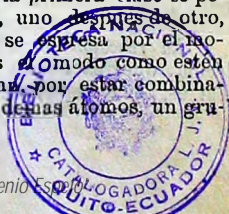
Boro	Bo	Estroncio	Sr (stroncium)
Bromo	Br	Flúor	Fl
Cadmio	Cd	Fósforo	P (phosphorus)
Calcio	Ca	Hierró	Fe (ferrum)
Carbono	C	Hidrógeno	H
Cerio	Ce	Indio	In
Cesio	Cs	Iodo	I
Iridio	Ir	Rodio	Rh
Lantano	La	Rubidio	Rb
Litio	Li	Rutenio	Ru
Magnesio	Mg	Selenio	Se
Mercurio	Hg (hydrargyrum)	Silicio	Si
Molibdeno	Mo	Sodio	Na (natrium)
Niobio	Nb	Talio	Tl
Níquel	Ni	Tantalo	Ta
Nitrógeno	N	Teluro	Te
Oro	Au (aurum)	Terbio	Tr
Osmio	Os	Titano	Ti
Oxígeno	O	Uranio	Ur
Paladio	Pd	Vanadio	Vd
Platino	Pt	Wolfrano	W
Plata	Ag (argentum)	Ytrio	Y
Plomo	Pb (plumbum)	Zinc	Zn
Potasio	K (kalium)	Zirconio	Zr

Estando representada completamente la naturaleza química de una sustancia por su molécula (p. 11), los químicos espresan las sustancias por las fórmulas de sus moléculas. Estas constan de los signos atómicos con los índices que indican el número de los átomos respectivos contenidos en la molécula. Por ejemplo, el ácido clorhídrico consta de moléculas compuestas de 1 átomo de hidrógeno y de 1 átomo de cloro, por consiguiente su fórmula es: HCl, la fórmula del agua es, H₂O, del óxido de potasio K₂O, del óxido de bario BaO, del hidróxido de potasio KHO, del hidróxido de bario BaH₂O₂. Para espresar un cierto número, se pone este como coeficiente ántes de la fórmula, y él multiplica todos los átomos de la molécula. El número 1 nunca se pone, y así es que toda fórmula sin coeficiente representa una molécula. Por ejemplo:

H₂SO₄ una molécula de ácido sulfúrico,
 2HNO₃ dos moléculas de ácido nítrico,
 10C₂H₆O diez moléculas de alcohol.

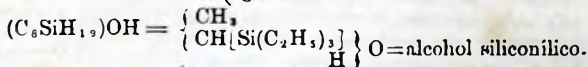
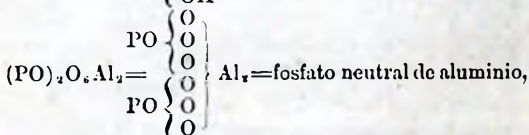
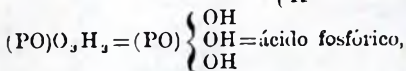
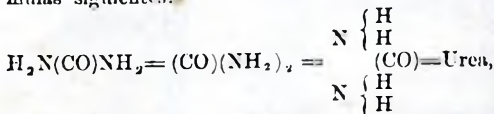
En cuanto al orden en que se han de poner los signos atomísticos, la regla general es que primeramente se pongan los átomos mas electropositivos.

Los químicos distinguen una doble clase de fórmulas: *experimentales* y *racionales ó teóricas*. En las de la primera clase se ponen los signos atomísticos con sus índices, uno después de otro, sin mas distincion. Mas en las teóricas, se espresa por el modo especial de unir los signos atomísticos el modo como estén unidos los átomos entre sí. Los que forman por estar combinados mas íntimamente entre sí que con los demas átomos, un gru-

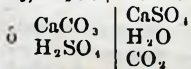
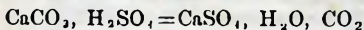
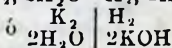
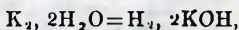


po especial en la molécula, se incluyen en paréntesis, y se llaman "radicales compuestos," y también simplemente "radicales". En la fórmula del alcohol, por ejemplo, $(C_2H_5)OH$, indico con el modo de escribir que él consta de un radical (C_2H_5) , al cual está unido inmediatamente un átomo de oxígeno, y mediatamente, es decir, por medio del oxígeno otro átomo de hidrógeno. La fórmula teórica del ácido sulfúrico: $HO(SO_2)OH$ ó $(SO_2)_2O_2H_2$ ó $\left. \begin{matrix} SO_2 \\ H_2 \end{matrix} \right\} O_2$

enseña que las moléculas de este ácido están formadas de un radical (SO_2) que está unido directamente con dos átomos de oxígeno, y por medio de estos dos átomos de oxígeno, indirectamente con dos átomos de hidrógeno. Semejantes son las fórmulas siguientes:

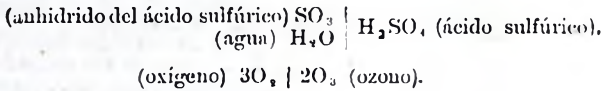
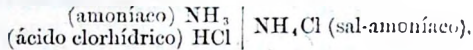


Muy sencilla es la expresión química de las reacciones. Al lado izquierdo del signo de igualdad ó de una línea vertical, se ponen las moléculas que entran en reacción; á la derecha las que se forman en la reacción. Por ejemplo:

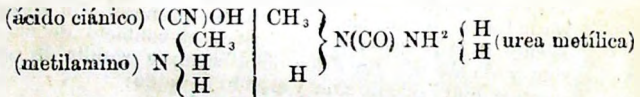
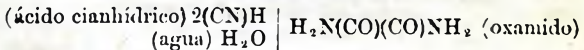
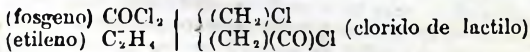
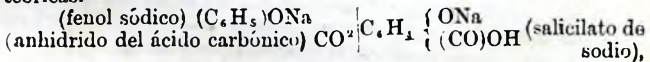


Pasemos ahora á la explicación de los cambios atomísticos, mientras los procedimientos químicos. Dando una mirada á todas las diferentes reacciones químicas, vemos que se pueden reducir todas á cuatro especies de reacciones, á saber, reacciones por adición, reacciones por cambio mutuo, reacciones por partición, reacciones por transposición.

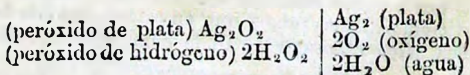
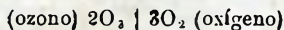
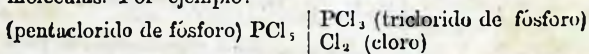
La *reacción por adición* sucede cuando los átomos de las moléculas que reaccionan entre sí, se añaden las unas á las otras. Tal es, por ejemplo, la transformación señalada (pág. 18).

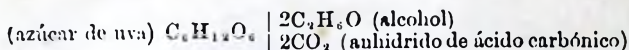


Seria una consideracion muy superficial y aun errónea pensar que todo el cambio atomístico consiste aquí solo en que los átomos de dos ó mas moléculas se añadan localmente, formando grupos atomísticos mas grandes, pero en número menor. No, los cambios importantes de las propiedades esterioras, los diferentes fenómenos físicos causados por el cambio atomístico, nos prueban evidentemente que la reaccion por adición es un procedimiento mucho mas complicado y una mutacion mas profunda. Sabido es (pág. 10) que todas las moléculas en estado gaseoso ocupan el mismo volúmen, de esto podemos concluir que por la reaccion, á lo ménos cuando las sustancias madres y los productos son gaseosos, se efectúa una especial concentracion de los átomos. Ademas, comparando las reacciones que ocasionan las sustancias madres, con los que pueden dar los productos comunmente, se deja ver que los átomos están dispuestos enteramente de otro modo en los productos que en las sustancias madres, como se ve en las reacciones siguientes espresadas por las fórmulas teóricas.



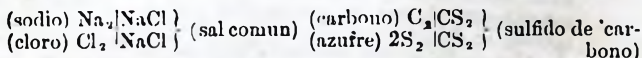
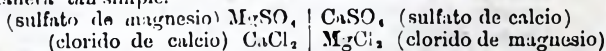
Reacciones por particion. Como lo indica ya el nombre, estas reacciones acontecen de manera opuesta que las por adición. Consisten en lo que los átomos de una molécula se separen formando dos ó mas moléculas, ó tambien en lo que los átomos de dos ó tres moléculas se separan para formar un número mayor de moléculas. Por ejemplo:



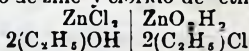


Muy á menudo las reacciones de esta clase son complicadas, principalmente cuando las moléculas de dos ó mas diferentes sustancias, despues de separarse, se unen de nuevo en parte. Se verifica esta reaccion generalmente en moléculas de equilibrio muy poco estable (segundo y tercer ejemplo) ó en moléculas muy ricas en átomos (último ejemplo). Mas nunca los átomos se determinan por sí mismos á este cambio, hay necesidad ó de contacto con otras moléculas facilmente descomponibles ó de influjo de un agente fisico ó de influjo de otro cualquier agente que puede atacar á la combinacion de los átomos, por ejemplo: de los fermentos.

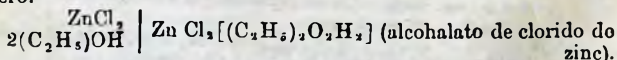
Reaccion por cambio. El mas grande número de transformaciones químicas pertenecen á esta clase. En estas reacciones se originan moléculas nuevas, por lo que las moléculas de dos ó mas diferentes sustancias cambian entre sí algunos átomos. Todas acontecen como las siguientes, aunque no siempre de una manera tan simple.



En cuanto al decurso de estas reacciones, podemos distinguir un estadio triple. *Primer estudio:* las moléculas que buscan cambios de átomos se ponen en contacto íntimo, de manera semejante como él tiene lugar en la reaccion por adiccion, formando así una molécula ó mas bien un grupo atomístico muy flojo; *segundo estudio:* se trasponen los átomos para aducir saturacion mas completa; *tercer estudio:* se parte el grupo en moléculas constituidas de otro modo que los que se han unido al principio. La suposicion de tales tres estadios se funda en algunos hechos experimentales. Pues en algunas reacciones por cambio se puede en verdad fijar segun placer el estadio primero. Un ejemplo excelente es la reaccion que se verifica en contacto de clorido de zinc y de alcohol. En calor débil siempre resulta de estos dos cuerpos hidróxido de zinc y clorido de etilo:

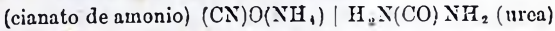


Mas, deprimiendo con cuidado la vehemencia de la reaccion, no llega la reaccion hasta este último estadio, sino solamente al primero.



Lo que prueba que la primera transformacion pasa por esta segunda de adiccion. Vemos por consiguiente que la reaccion por cambio concluye en sí la reaccion por adiccion y la por particion. Ademas vemos que en este cambio de los átomos ellos nunca salen enteramente de la combinacion molecular

Reacciones por transposicion. En casos no muy frecuentes suceden transformaciones sustanciales, sin que las moléculas se cambien en cuanto al número de los átomos ó en cuanto á la especie de los átomos. Las moléculas conservan sus mismos átomos y solo se cambia la disposicion y la union de ellos. Así vemos en la reaccion que sigue:

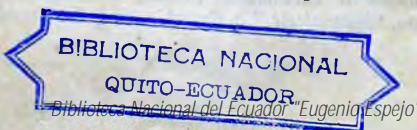


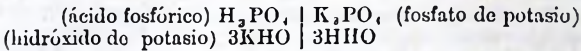
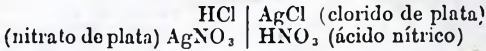
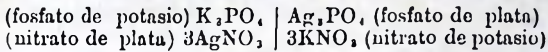
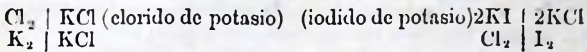
que la sustancia del cianato de amonio se transforma en la urea, la que tiene enteramente otras propiedades químicas y físicas, por la sola transposicion de los átomos; las moléculas de ambas sustancias se componen de 4 átomos de hidrógeno, de 2 de nitrógeno, de 1 de oxígeno, de 1 de carbono, y solo la union de los átomos es otra. Estas reacciones nos evidencian claramente el gran influjo de la posicion de los átomos en las propiedades de los cuerpos. Tales sustancias con diferentes propiedades, aunque sus moléculas estén formadas de los mismos átomos y segun el mismo número, llámanse *sustancias isómeras*, y el fenómeno general que se verifica en estas sustancias isómeras, se dice "*isomeria*" (1).

Vistas las diferentes especies de las reacciones químicas y el cambio diferente de las moléculas, fijémonos en la manera de accionar de los átomos singulares. Considerando pues todos los cambios atomísticos en las reacciones, se descubre pronto una notable regularidad. Encontramos un grupo de átomos: H, Fl, Br, I, K, Ag &a. que se cambian siempre segun números iguales. Siempre cuando el cloro reemplaza al hidrógeno, potasio, plata &a. 1 átomo de aquél se pone en lugar de 1 átomo de hidrógeno, potasio, plata &a. desalojado y al revés, 1 átomo de estos nunca reemplaza mas que 1 átomo de cloro; ó tambien 2, 3 átomos de cloro se cambian con 2, 3 átomos de hidrógeno, potasio, sodio &a.



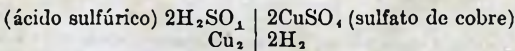
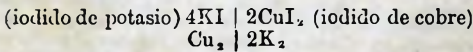
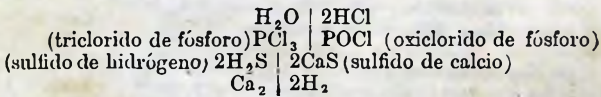
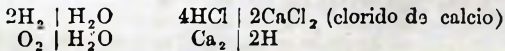
(1) Hay diferentes especies de "isomeria." Si las moléculas de las sustancias isómeras tienen los mismos átomos y segun los mismos números absolutos, y se puede probar que la diferencia consiste solo en la diferente posicion de los átomos, se dicen aquellas sustancias mas especialmente "*sustancias metameras*". Por ejemplo: Forriato de etilo = (CHO) O(C₂H₅), y acetato de metilo = (C₂H₃O) O(CH₃). Cuando las moléculas tienen los mismos átomos y segun las mismas cantidades *relativas*, mas no segun los números absolutos, son "*sustancias polimeras*", por ejemplo, metileno = C₂H₂, estileno = C₂H₄, propileno = C₃H₆, butileno = C₄H₈. Si las moléculas constan de los mismos átomos y segun los mismos números absolutos, mas no se puede probar evidentemente que la posicion de los átomos sea diferente, llámanse aquellas moléculas "*isómeras*" en sentido estricto. Conforme con esto se distinguen: "*metameria*," "*polimeria*" é "*isomeria en sentido estricto*." "*Isómeras*" en general son todas aquellas sustancias cuya composicion procéntica es la misma; una consideracion obvia enseñará que todos los tres casos especiales de isomeria están comprendidos en la isomeria general.



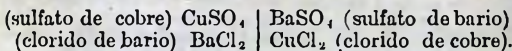


Ademas, cuando se unen los átomos de este grupo entre sí formando moléculas, se combina 1 átomo de un cuerpo con 1 átomo del otro. Por ejemplo: HCl, KCl, KI, AgCl, HBr, HI, HFl.—Pues bien, porque la fuerza de la tendencia de combinacion se mide segun el número de los átomos, que un átomo puede atarse, decimos que esta fuerza en los átomos en dicho grupo es igual ó “equivalente”. Ademas, porque los químicos miden la fuerza de combinacion segun la misma fuerza de un átomo de hidrógeno, todos los átomos señalados se llaman “monovalentes”, ó “monatómicos”. La magnitud de la fuerza existente en el átomo de hidrógeno y en todos los átomos monovalentes, ó tambien la unidad de la fuerza de combinacion en cuanto al número de átomos que se puede unir un átomo, se dice “atomicidad.”

Hay otros átomos que son “divalentes” ó “diatómicos”, que poseen una atomicidad doble. Pues vemos considerando las reacciones químicas, que los átomos de oxígeno, azufre, calcio, bario, cobre, plomo &a. siempre reemplazan dos átomos de hidrógeno ó dos átomos de cualquiera sustancia monovalente, ó tambien uniéndose ellos se ata siempre dos átomos.

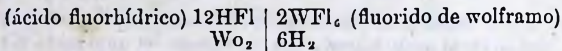
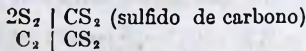
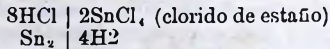
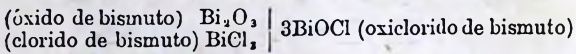
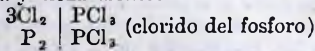


Entre sí mismos se reemplazan los átomos divalentes, segun números iguales, por ser entre sí equivalentes. Por ejemplo:



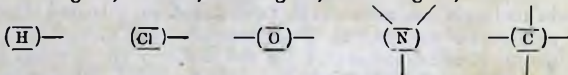
Otros átomos como P, N, As, Sb &a. hay, que son, “trivalentes” ó “triatómicos”, otros, como los de estaño, carbono, titanio &a. que son “tetraatómicos” ó “tetraivalentes”, otros, como los del wolframio y de molibdeno, “hexavalentes” ó “hexatómicos”. Lo que significan es-

tos términos se entiende facilmente por lo que acabamos de explicar. Bastarán algunos ejemplos para hacer ver el influjo de estos átomos tetra y hexavalentes.

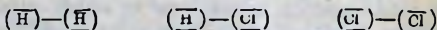


Sea lo que fuere, la tendencia de combinacion que existe en cada átomo y le impele á la union con otros átomos, podemos deducir de lo que hemos espuesto, que consiste en un esfuerzo de determinada intensidad, el que exige esfuerzo igual en el otro átomo para que se pueda unir con él. Solo si se le ofrece uno ó mas átomos con el mismo valor de fuerza, puede conseguir el átomo la saturacion necesaria. En vista de esto, se llama la atomicidad de un átomo su "capacidad de saturacion" y significa que puede él saturar tantas atomicidades en otros átomos, como importa su atomicidad; y que él exige para su saturacion tantas atomicidades de otros átomos, cuantas tiene él mismo. En efecto, vemos en todas las moléculas, que siempre hay saturacion de todas las atomicidades de los átomos. Espliquemos esta fundamental propiedad de toda combinacion química, por ejemplos, valiéndonos de figuras simbólicas, las que léjos de ser imágenes verdaderas de los átomos, solamente han de representar de un modo perceptible la saturacion de las atomicidades. Hidrógeno, cloro, oxígeno, nitrógeno, carbono son un número pequeño de elementos, sus atomicidades son valores determinados y constantes, y sinembargo son innumerables las combinaciones que producen saturando mútuamente sus atomicidades. Representemos los átomos por círculos iguales, la especie de los átomos por los signos atomísticos puestos dentro de los círculos, y sus atomicidades por radios salientes de ellos:

átomo de hidrógeno, de cloro, de oxígeno, de nitrógeno, de carbono



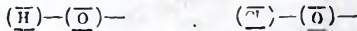
La combinacion entre dos ó mas de estos átomos será saturada, si á cada rayo en un átomo corresponde un rayo de otros átomos.



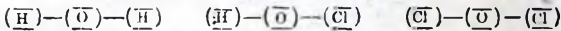
representan las moléculas de hidrógeno, de ácido clorhídrico, de cloro. Todas están saturadas, no hay rayo libre y por tanto tam-

poco lugar para la introduccion de un tercer átomo. Y así se comprende porque los átomos monovalentes no forman otros compuestos uniendose entre sí mismos, sino moléculas de dos átomos.

Otro es el caso si se unen átomos polivalentes con átomos univalentes. No hay compuestos de la forma siguiente:



Como lo deja ver el rayo libre, no seria saturado en estos dos casos el oxígeno. Esto se consigue lo mas simplemente añadiendo al átomo de oxígeno otro átomo monovalente. Obtenemos así:

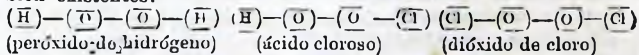


Y en efecto estas combinaciones existen, la primera es el agua, la segunda el ácido hipocloroso, la tercera el anhídrido del ácido hipocloroso.

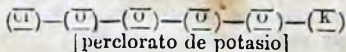
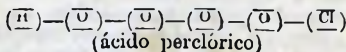
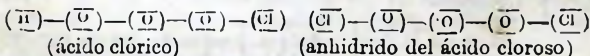
Mas al rayo libre en las figuras anteriores, pueden añadirse tambien átomos divalentes, y obtengo grupos "abiertos" no saturados.



Les puedo concluir añadiendo otro átomo monovalente y obtener así los símbolos de combinaciones no solo posibles sino tambien existentes:



ó los puedo prolongar mas, añadiendo otros átomos de oxígeno, y concluirles despues con átomos univalentes, lo que acontece en verdad en los compuestos siguientes que existen en la naturaleza:

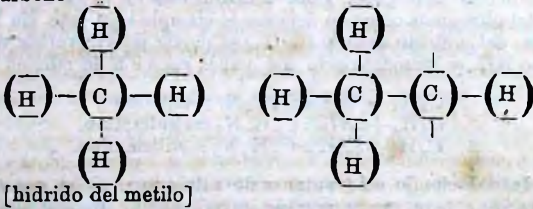


Ya se ve como con la introduccion de átomos polivalentes en la molécula, se aumenta la posibilidad de variedad de combinaciones. Lo que prueban manifestamente los compuestos del silicio en el reino mineral y los del carbono en el reino orgánico. Y ciertamente el Criador con este fin dió á los compuestos de ambos reinos, por elemento fundamental estas dos especies de átomos tetravalentes para producir así naturalmente estas variedades de combinaciones maravillosas en ambos reinos. Muchísimos compuestos de carbono forman series de miembros que se distinguen entre sí por una determinada é igual diferencia de átomos y que, por ser muy semejantes todas sus propiedades, prueban que pertenecen todos al mismo grupo de compuestos. Llámense tales

grupos "series homólogas." Tal y muy sencilla es la siguiente, cuyos miembros se distinguen por la diferencia de CH_2 .

- CH_4 hidrido del metilo,
- C_2H_6 hidrido del etilo,
- C_3H_8 hidrido del propilo,
- C_4H_{10} hidrido del butilo,
- C_5H_{12} hidrido del amilo,
- : : &a.

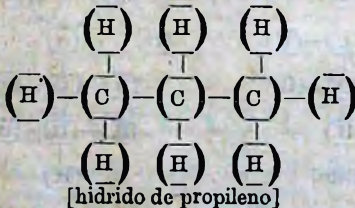
¿Por qué se une el carbono en esta serie siempre con números pares de hidrógeno, por qué se deriva el miembro siguiente del anterior siempre por introduccion de CH_2 ? La razon única es porque lo exige así la saturación mútua de la atomicidad. Pues introduzcamos en el miembro primero no mas que un átomo de carbono

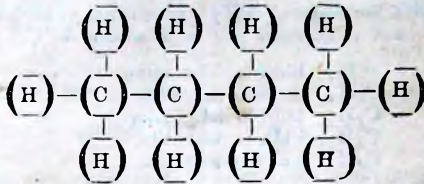


resulta un compuesto que teniendo dos atomicidades libres no puede existir, mas añadiendo con el carbono otros dos átomos de hidrógeno, se cierra el grupo y resulta un compuesto que existe:



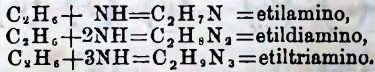
Por la misma razon se comprenderá tambien facilmente la formacion de los demas miembros de la serie:



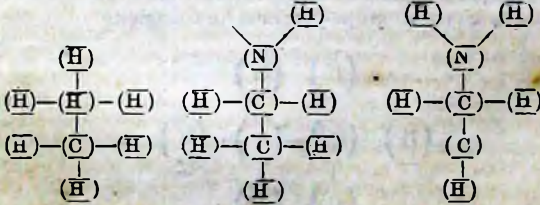


[hidrido de butileno.]

Del mismo modo se explica fácilmente el fenómeno que el nitrógeno no se puede introducir solo en los compuestos de carbono, mas con gran facilidad se consigue eso, introduciéndolo juntamente con hidrógeno. Pues la razón está en la atomicidad triple del nitrógeno, como lo deja ver el ejemplo siguiente. En la molécula del hidrido de etilo (C_2H_6) se puede injerir varias veces el grupo NH, y transformarlo así por la reacción de adición en:



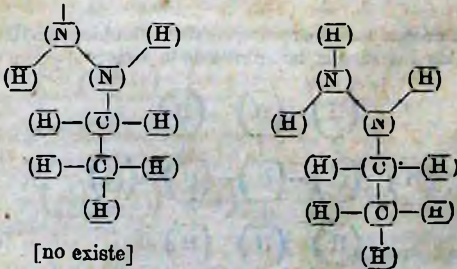
Introduciendo solo átomos de nitrógeno, no se conseguiría saturación; pero eso es posible introduciendo juntamente hidrógeno, como se ve en las figuras simbólicas siguientes:



[hidrido de etilo]

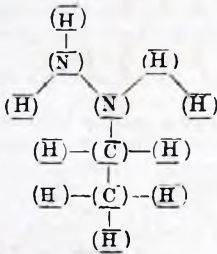
[no existe]

[etilamino]

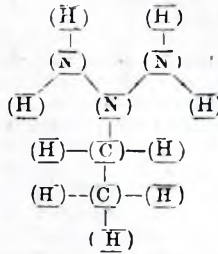


[no existe]

[etildiamino]



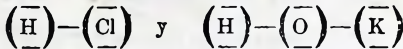
[no existe]



[etiltriainino].

Así podríamos poner muchísimos ejemplos en prueba de que las combinaciones químicas sean siempre saturaciones de las atomicidades, mas los que hemos puesto bastan abundantemente para nuestro fin; ademas veremos todavía muchísimos en el decurso del tratado.

La saturacion de las atomicidades no es el único principio en que se funda la formacion de las moléculas y segun el cual se rigen los cambios atomísticos en las reacciones. Pues no buscan los átomos solamente atarse á tal número de otros átomos que corresponde á su atomicidad, sino que al mismo tiempo tienden á elegir aquellos átomos hácia los cuales tienen mayor propension natural, y producir así combinaciones mas fijas y estables. Por consiguiente la tendencia de combinacion, fuera de la atomicidad, abraza otra facultad, es decir la de satisfacer á su tendencia diferente hácia los diferentes átomos, eligiendo, por decirlo así, aquellos que corresponden lo mas á su tendencia natural. Esta se llama "afinidad." Mientras la atomicidad regula y determina el número de los átomos, que entran en la combinacion, la afinidad determina la intensidad y la estabilidad de la combinacion. Pudiera parecer, que estas dos facultades que se radican en la tendencia general de combinarse, sean lo mismo. Mas un solo ejemplo probará que no es así. Ciertamente, en el ácido clorhídrico é hidróxido potasio, los átomos son saturados enteramente en cuanto á la atomicidad. Pues sus fórmulas simbólicas son:



Sin embargo, si vienen estas dos moléculas en contacto mútuo, reaccionan entre sí produciendo las moléculas:



las que no se diferencian de las anteriores por la saturacion de la atomicidad. Por consiguiente, no era la atomicidad la que causó este cambio, mas era únicamente la afinidad. 'Pues siendo la tendencia natural del potasio mas grande hácia el cloro que hácia al oxígeno, y

por tanto la saturación de su afinidad más completa uniéndose con cloro, que con oxígeno; sale de su unión con este, para combinarse con el cloro. Vemos por tanto, que estas dos tendencias expresadas por atomicidad y afinidad en sí mismos son dos cosas diferentes: puede estar saturada completamente la atomicidad siendo no saturada la afinidad, y al revés.

La atomicidad y afinidad en cuanto son dos facultades que resultan de la misma naturaleza, representan consideradas en sí mismas, como esta, *valores determinados y constantes*. Pero considerándolas en su actividad hacia fuera del átomo, según que prueba la experiencia, dependen de las circunstancias. Es decir, sea que en sí mismos queden iguales y constantes, sin embargo, ora favorecidas, ora impedidas por las circunstancias exteriores, se unen con los mismos átomos bajo diferentes condiciones en diferente número, y en cuanto á la intensidad de manera diferente. Por esto es que debemos distinguir entre atomicidad y afinidad *absoluta y relativa*. Notable es que la atomicidad generalmente fluctúa solo entre dos valores. Así los átomos divalentes pueden obrar también como tetravalentes, y los tetravalentes como divalentes, los átomos monovalentes como trivalentes y muy rara vez como pentavalentes: mientras que los trivalentes accionan también como pentavalentes, y muy raras veces como monovalentes; mas siempre los átomos cuya atomicidad ordinaria y naturales par, lo queda también en todo caso, y permanece siempre impar la atomicidad de aquellos átomos que la tienen impar ordinariamente. En cuanto á la afinidad relativa, ella está sujeta á un cambio indefinido; mas aquí bastará indicar que todo lo que puede influir cambiando en los efectos de la electricidad, también modifica los de la afinidad. Fuera de la misma electricidad dinámica, el calor es más poderoso agente, que modifica los efectos de la afinidad.

De las propiedades generales de la afinidad, señalaremos las siguientes:

1° La afinidad es, en cuanto á su objeto universal, es decir, absolutamente se puede unir un átomo con cualquier otro.

2° La afinidad de un átomo es de diferente intensidad hacia átomos diferentes. Entre las diferencias que determinan el grado de diferente intensidad de la afinidad, la principal y quizá la única, es la mayor ó menor oposición eléctrica de los átomos.

3° La afinidad varía entre los mismos átomos, con las circunstancias.

4° La afinidad de un átomo no queda saturada sino después de engendrar aquellas combinaciones atomísticas que en las circunstancias dadas, convienen más á las tendencias naturales de los átomos.

CAPITULO III.

DE ALGUNAS PROPIEDADES GENERALES DE LOS ÁTOMOS Y DE LAS MOLÉCULAS.

Distinguimos tres especies de propiedades en los cuerpos: físicas, químicas y fisiológicas. Las físicas son las que se manifiestan sin que la sustancia se cambie, ó son aquellas que resultan de la union de moléculas enteramente constituidas y permanentes en su combinacion atomística. Las principales son: el peso, estado de agregacion, la relacion de los cuerpos al calor, á la luz y á la electricidad.

Peso de los átomos y de las moléculas.

El peso de todos los cuerpos se funda en el peso de las monadas, y siendo todas las monadas igualmente pesadas, síguese que el peso absoluto de cualquier sustancia es igual á la suma del peso de las monadas que contiene y que crece y disminuye el peso con el número de las mismas. Por ser imposible determinar el número absoluto de las monadas en los cuerpos, tampoco podemos determinar el peso estrictamente absoluto, es decir, el peso espresado por las unidades absolutas. Con el objeto de hallar el peso de un cuerpo, se elige una cierta unidad, y con relacion á ella se determina el peso. Esta unidad es arbitraria, pero hoy dia, mas y mas se conspira en todas partes para fijarse en el *gramo, como unidad de peso*, y que es el peso de un centímetro cúbico de agua á $+4^{\circ}\text{C}$. Para la ejecucion de la determinacion del peso sirve la balanza; pues poniendo en un platillo la sustancia que se ha de pesar, en el otro *tantos* gramos, hasta que haya equilibrio, habrá igualdad de peso en ambos platillos, y se sabe que la sustancia en cuestion tiene por peso tantos y tantos gramos. Así se procede muy bien con cuerpos de peso bastante grande, y que se pueden tomar y poner en cualquier lugar: mas las moléculas y átomos no se pueden poner aislados sobre el platillo de una balanza; ademas, son tan pequeños que ni aun se pueden ver, mucho ménos equilibrar con unidades de peso correspondiente. Sin embargo, podemos tambien espresar exactamente el peso de cualquier átomo, de toda molécula, como se espone en la química teórica. Para esta espresion, se ha elegido como unidad mas conveniente el peso del átomo que es el mas ligero, á saber: del hidrógeno. Por consiguiente, bajo la espresion *peso atómico* se entiende el peso de un átomo espresado por los pesos de átomos de hidrógeno, como unidades. Así como esprimo el peso de un vaso, por ejemplo, diciendo es igual á 150 granos, es decir, pesa tanto como 150 gramos, así esprimo el peso del átomo de plomo diciendo: es igual al de 207 átomos de hidrógeno. Siendo la unidad siempre la misma no se espresa, y se dice el peso atómico de plomo es 207.

El peso molecular de una sustancia, ó el peso de cada una de las moléculas siempre es igual á la suma de los pesos de los átomos contenidos en cada molécula; por ejemplo: La molécula del ácido sulfúrico consta de 2 átomos de hidrógeno, de 1 átomo de azufre y de 4 de oxígeno; pues bien, siendo el peso atómico de hidrógeno=1, el de azufre=32, el de oxígeno=16, tenemos por peso molecular del ácido sulfúrico: $2+32+64=98$.

Toda expresion del peso de los cuerpos es, como se ve en lo que acabamos de decir, relativa. Sin embargo se llama el peso obtenido por la balanza, peso absoluto; y como la expresion del peso atómico y molecular está en la misma relacion, lo llamamos tambien peso absoluto, ya que no conocemos experimentalmente el peso de la unidad, es decir: del átomo de hidrógeno; si bien objetivamente, el tiene tambien su peso igualmente determinado invariable como el gramo.

Hay otras especies de peso, es decir: el peso específico y el peso equivalente. Estos se dicen en oposicion con los que hemos visto, pesos relativos. Pues ellos no solo nos indican cuántas veces mas pesado es un cuerpo que otra cierta cantidad, que es la unidad; sino que expresan el peso ó con relacion al volumen [peso específico], ó á la atomicidad [peso equivalente].

El peso específico en general, se puede definir, el peso de iguales volúmenes de diferentes cuerpos, comparados en las mismas circunstancias de temperatura y de presion. Como en la determinacion del peso absoluto, tambien aquí se deben comparar todos los pesos con la misma unidad. Para los gases sirve hoy dia en la Química como unidad el hidrógeno, para los líquidos y sólidos el agua á $+4^{\circ}$. Siendo todas las moléculas igualmente grandes en estado gaseoso (pág. 10) se sigue que los pesos moleculares son iguales á los pesos específicos de los cuerpos gaseosos, multiplicados por 2, por ser el peso molecular de hidrógeno no 1 sino 2. Por la misma razon han de ser iguales los pesos atómicos y los pesos específicos de los elementos gaseosos. En efecto, eso se verifica en muchos elementos, pero no en todos [1].

Los pesos equivalentes son los pesos de aquella cantidad de los elementos cuya fuerza de combinacion es igual, ó por consiguiente aquellos pesos de los elementos segun que se reemplazan mutuamente en las combinaciones y se saturan mutuamente por la combinacion. De lo que tenemos dicho arriba sobre la atomicidad, se deduce que se expresan estos pesos equivalentes por el cociente del peso atómico y del valor de la atomicidad. Por ejemplo, el peso atómico del oxígeno es 16, su atomicidad =2, luego su peso equivalente $=\frac{16}{2}=8$. Como el oxígeno siempre reemplaza dos átomos de hidrógeno, y uniéndose con él satura á los dos; el peso de oxígeno que satura un átomo de hidrógeno, será la mitad del peso de un átomo. Síguese tambien que para todos los elementos monovalentes coincide el peso atómico con el peso equivalente [2].

[1] De esto no se sigue que los átomos no sean iguales en volumen, como lo veremos en la Química teórica.

[2] No se deben cambiar las significaciones de peso atómico, de peso equivalente con las que se daban antes á las mismas palabras. Las ideas de estas cosas eran antes muy inexactas. Es verdad que los pesos

Propiedades caloríficas.

De los efectos físicos que produce el calor en los cuerpos, hablaremos solo del que consiste en la absorcion de calor, mientras se les caldea, porque él solo nos deja observar una regularidad importante y general.—Sabido es que cantidades iguales de diferentes sustancias, para elevar su temperatura al mismo grado, necesitan diferentes cantidades de calor. Espresando estas cantidades por números, en que la unidad significa la cantidad de calor exigida para elevar la temperatura del mismo peso de agua de 1°C, obtiéncense los valores que se llaman "*calores específicos*" ó tambien bajo otro aspecto "*capacidades caloríficas*" de los cuerpos. Multiplicando estos valores con los pesos atómicos, resultan para la mayor parte de los elementos un número casi igual, el que espresa la cantidad relativa de calor, que es necesario para calentar los átomos con el mismo grado de temperatura, y se llama "*calor atómico*". En la tabla siguiente ponemos los pesos atómicos y específicos, los calores específicos y atómicos, y juntamente con los signos atómicos espresamos las atomicidades de los átomos por rayuelas puestas sobre los signos, así como suelen significarse.

Signo atómico y atomicidad.	Peso atómico.	Peso equivalente.	Peso específico [de los gases]	Calor específico.	Calo. atómico.
H	1	1	1 [0,069] (1)	3,4046	3,10
F ^l	19	19	?	?	?
Cl	35,457	35,457	35,5 [2,450]	0,1214	4,31
Br	79,952	79,952	80,0 [5,528]	0,0843	6,74
I	126,85	126,85	127 [8,766]	0,0541	6,87
O	16	8	16 [1,106]	0,2182	3,49
S	32,07	16,03	32 [2,216]	0,2026	6,48
Se	79	39,5	78 [5,680]	0,0762	606,
Te	128	64	?	0,0474	6,06

equivalentes anteriores coinciden en los mas de los casos con los modernos; por ser una espresion que se saca inmediatamente de la experiencia, sin embargo esto no sucede siempre: por ejemplo, peso equivalente moderno de N=4½, anterior 14.

(1) Los números entre paréntesis espresan el peso específico referido al aire.

Signo atómico y atomicidad.	Peso atómico.	Peso equivalente	Peso específico	Calor específico.	Calor atómica
III. v N	14,044	4,68	14[0,966]	0,2410	3,4
III. v P	31	10,33	62[4,284]	0,1887	5,85
III. v As	75	25	150[10,338]	0,0814	6,10
III. v Sb	122	40,66	?	0,0508	6,20
III. v Bi	210	70	?	0,0308	6,47
III. v Ur	120	40	?	?	?
III. v V	51,3	17,1	?	?	?
III. v Ta	37,6	12,5	?	?	?
III. v Nb	94	31,3	?	?	?
III Bo	11	3,66	?	0,2350	2,59
IV C	12	3	12[0,832]	0,1470	1,76
IV Si	28	7	?	0,1770	4,96
IV Ti	50	12,5	?	?	?
IV Zr	89,5	22,37	?	?	?
IV Sn	118	29,5	?	0,0562	6,64
Na	23,043	23,043	?	0,2934	6,71
K	39,137	39,137	?	0,1698	6,71
Rb	85,41	85,41	?	?	?
Cs	133	133	?	?	?
Li	7,022	7,022	?	0,9408	6,59
Ca	40	20	?	?	?
Sr	87,5	43,75	?	?	?
Ba	137	68,5	?	?	?

Signo atómico y atomicidad.	Peso atómico.	Peso equivalente.	Peso específico.	Calor específico.	Calor atómico.
Mg	24	12	?	0,2499	6,00
Zn	65	32,5	?	0,0956	6,24
Cd	112	56	56	0,0567	6,36
In	113,4	56,7	?	?	?
Be	9,22	4,61	?	?	?
Yt	61,6	30,8	?	?	?
Ce	91,34	45,67	?	?	?
La	90	45	?	?	?
Di	110	55	?	?	?
Er	112	56	?	?	?
To	{ 118,21 131,73	{ 59,11 65,86	?	?	?
Al	27,5	6,87	?	0,2143	5,88
Cr	52,4	13,1	?	?	?
Mn	55,2	13,8	?	0,1217	6,60
Fe	56	14	?	0,1138	6,38
Ni	58	14,5	?	0,1086	6,39
Co	59	14,75	?	0,1070	6,321
Pb	206,920	103,46	?	0,0314	6,50
Cu	63,4	31,7	?	0,0952	6,04
Hg	200	100	100	9,0332	6,64
I Ag	107,92	107,92	?	0,0570	6,26
III Au	196	196	?	0,0324	6,38
I Tl	204	204	?	0,0336	6,86

Signo atómico y atomicidad.	Peso atómico.	Peso equivalente.	Peso específico.	Calor específico.	Calor atómico.
III Os	200	50	?	0,0306	6,12
IV Ru	104	26	?	?	?
IV Ir	197,2	49,3	?	0,0363	6,16
IV Rh	104	26	?	0,0580	6,03
IV Pt	197,8	49,45	?	0,0324	6,40
IV Pd	107	26,72	?	0,0593	6,32
VI Mo	92	15,3	?	0,0722	6,65
VI W	184	30,6	?	0,0334	6,14

Propiedades luminosas.

La esplicacion de los fenómenos generales engendrados en los cuerpos por la luz, como son color, fosforescencia, fluorescencia, refraccion y dispersion &c. dejamos á la física, y hablamos solo de un fenómeno que toca mas al químicó, es decir: de la *relacion regular que existe entre la refraccion específica de los átomos y la de sus compuestos, así como de la relacion entre la refraccion específica de las moléculas y los pesos específicos.*—La relacion entre el seno del ángulo de incidencia y el seno del ángulo de refraccion, se llama "*índice de refraccion*" Ésta es diferente para diferentes sustancias, y diferente para la misma sustancia segun que varía su densidad; mas mientras que permanece igual la densidad de la sustancia, es constante dicha relacion cualesquiera que sean los senos de ambos ángulos señalados. Por esto es, que el índice de refraccion lleva tambien el nombre de *poder específico de refraccion*. El producto del poder específico y del peso atómico ó molecular, se llama el *poder de refraccion atómico ó molecular*, ó tambien *equivalente de refraccion*, y él se espresa por la siguiente fórmula:

$$R = P \frac{\mu - 1}{\delta}$$

en la cual R= refraccion atómica ó molecular,

P= peso atómico ó molecular,

$\frac{\mu - 1}{\delta}$ = la espresion matemática deducida por Ganahy para

el poder específico de refraccion *independiente de la densidad y de la temperatura*; μ = índice de refraccion, δ = densidad de la sustancia. Otros se valen de la fórmula propuesta por Newton:

$$\frac{\mu^2 - 1}{\delta}$$

Los números obtenidos con estas dos fórmulas diferentes, son ellos mismos diferentes; mas las leyes que vamos á indicar, se derivan de ambas series de números.

Ahora bien, comparando las refracciones moleculares con las atómicas de los elementos que componen las moléculas, resulta que siempre la refraccion molecular es igual á la suma de las refracciones atómicas, así como el peso molecular es la suma de los pesos atómicos. Lo que se espresa en la fórmula:

$$P \frac{M-1}{D} = p'm' \frac{\mu'-1}{\delta'} + p''m'' \frac{\mu''-1}{\delta''} + p'''m''' \frac{\mu'''-1}{\delta'''} \dots$$

en que significa: P el peso molecular del cuerpo,

M su índice de refraccion,

D su densidad,

$p', p'', p''' \dots$ los pesos atómicos de los elementos contenidos en la molécula,

$m', m'', m''' \dots$ los números de los átomos en la molécula,

$\mu', \mu'', \mu''' \dots$ los índices de refraccion de los elementos que componen la sustancia,

$\delta', \delta'', \delta''' \dots$ las densidades de ellos.

Otra ley mas importante es la que se enuncia así: las refracciones moleculares son proporcionales á los volúmenes específicos. Volúmenes específicos son los cocientes del peso molecular y peso específico, es decir:

$$\text{volumen específico} = \frac{\text{peso molecular}}{\text{peso específico}}$$

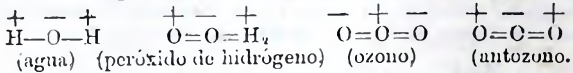
Por ejemplo, son para:

ácido propiónico, el volúm. espec. = 85,4	la refrac. molec. = 0,0855
ácido valerianico, " " = 141,2	" " = 0,1333
aldehido, " " = 56,0	" " = 0,0545
acetono, " " = 77,3	" " = 0,0774
alcohol, " " = 61,8	" " = 0,0627

Propiedades eléctricas.

Por el influjo de corrientes eléctricas se dividen siempre los compuestos; una parte se acumula al polo negativo, la otra al polo positivo. Siendo pues atraídas las sustancias de opuesta electricidad, se dice que todos los compuestos constan de dos partes, una electropositiva, otra electronegativa, de las cuales en la "electrólisis" (descomposicion química por la corriente eléctrica) la positiva va al polo negativo y al positivo la negativa. Ademas se supone que cada átomo tiene la propiedad de desarrollar en sí un cierto estado eléctrico para combinarse por medio de él con otros átomos que están electrizados opuestamente. Este estado eléctrico puede ser en el mismo átomo, ya positivo, ya negativo, sea que se le considere en relacion á diferentes ó á los mismos átomos. Así, por ejemplo, los átomos de arsénico se vuelven electropositivos, uniéndose con átomos de cloro; mas, electronegativos, combinándose con átomos de hidrógeno. Por otra parte el átomo de oxígeno en el agua (H₂O) es electronegativo, y unido con dos

átomos electropositivos de hidrógeno; mas en el peróxido de hidrógeno (H_2O_2) un átomo del oxígeno es positivo. En las moléculas de oxígeno, de ozono y antozono una parte de los átomos de oxígeno son positivos, otros negativos. Signifiquemos esto mas claramente por las siguientes fórmulas, espresando los opuestos estados eléctricos, por los signos + y -:



Sin embargo estando mas dispuestos los átomos por su naturaleza para uno de los dos estados eléctricos, y desarrollando por tanto siempre aquel para el cual tienen mas disposicion, supuesto que las circunstancias lo permitan, se dicen los átomos electropositivos ó electronegativos y poniéndolos en una serie segun su mayor ó menor propension para uno de los estados eléctricos, así que se comience con el elemento mas electronegativo y se termine con el mas electropositivo, resulta la serie llamada "eléctrica" de los elementos.

-	+
Flúor	Potasio
cloro	sodio
bromo	litio
oxígeno	rubidio
iodo	cesio
azufre	bario
nitrógeno	estroncio
fósforo	calcio
selenio	magnesio
teluro	aluminio
arsénico	zinc
carbono	cadmio
titano	hierro
silicio	plomo
antimonio	estaño
	bismuto
	cobre
	hidrógeno
	mercurio
	platino
	cromo

Siendo en sí mismos los conceptos del electropositivo y del electronegativo relativos, nunca se puede decir absolutamente este elemento es electronegativo, sino solo: en lo mas de los casos figura como tal. Tampoco hay en la serie propuesta una division objetiva entre elementos electronegativos y electropositivos, los elementos pasan sin separacion los de la una parte á los de la otra. Finalmente de cada uno de los elementos puede decirse que es electronegativo con relacion á los que están mas cerca al potasio, y electropositivo con relacion á los que se acercan mas al flúor.

Estudiando los fenómenos de la electrólisis nos ocurre una

relacion notable entre las fuerzas quimicas y las eléctricas. Esta relacion es conocida bajo el nombre de la "ley electrolitica." Pasando pues la corriente eléctrica diferentes vasos, que contienen disoluciones de varias clases; entónces segun la ley mencionada los pesos de las cantidades que separa la corriente de sus combinaciones, es proporcional á sus pesos atómicos divididos por sus atomicidades ó á sus pesos equivalentes. Pongamos que haya cinco vasos, en el primero se halle ácido clorhídrico [HCl], en el segundo bromido de cobre (CuBr₂), en el tercero ácido sulfúrico (H₂SO₄), en el cuarto clorido de antimonio (SbCl₃), en el quinto óxido de magnesio (MgO). La misma corriente pasando estos cinco vasos, descompone las cinco sustancias segun la esperiencia así, que al mismo tiempo se aíslan:

	al polo negativo		al polo positivo:	
en el I vaso:	con 1 gramo de hidrógeno	35,5	gramos de cloro,	
" II "	31,7 "	"	cobre	80 " " brónto
" III "	1 "	"	hidrógeno	48 " del grupo SO ₄
" IV "	40,66 "	"	antimonio	35,5 " de cloro
" V "	12 "	"	magnesio	3 " de oxígeno.

Por consiguiente las cantidades de:

H, Cl, Cu, Br, SO₄, Sb, Mg, O,
son proporcionales á: 1, 35,5 31,7 80 48, 40,66 12, 8

Por otra parte, tenemos para los pesos atómicos de los mismos cuerpos:

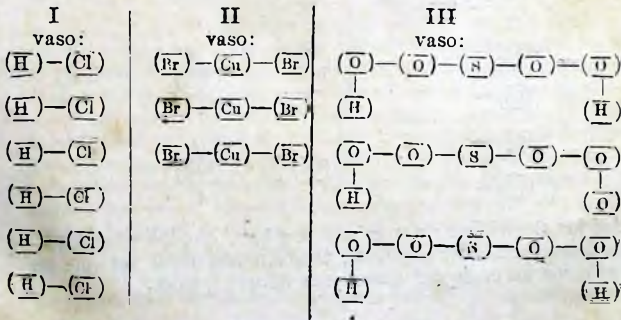
1, 35,5 31,7, 80, 96, 122, 24, 16,
y para sus atomicidades: 1, 1, 2, 1, 2, 3, 2, 2,
y luego para las cocientes de los pesos atómicos y las atomicidades:

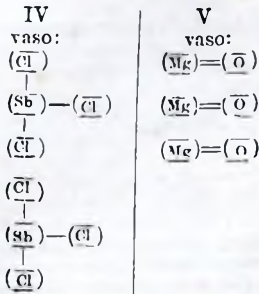
1, 35,5 31,7, 80, 48, 40,66; 12, 8,
es decir las mismas relaciones cuantitativas que da la inmediata esperiencia. Por tanto, suelta al mismo tiempo de su combinacion respectiva:

con 1 átomo H, 1 át. Cl, 1 át. Br, $\frac{1}{2}$ át. Cu, $\frac{1}{2}$ át. Mg, $\frac{1}{2}$ át. O $\frac{1}{2}$ át. Sb, $\frac{1}{2}$ SO₄; ó que es lo mismo [para evitar quebrados]:

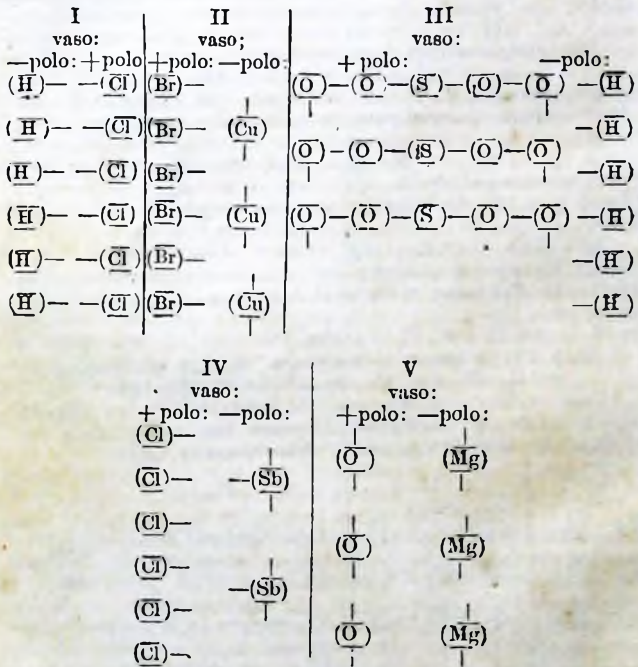
con H₂, Cl₂, Br₂, Cu₂, Mg₃, O₃, Sb₂, (SO₄)₃.

Para evidenciar ahora mas este aislamiento de los átomos, valgámonos de nuestras figuras simbólicas. Las moléculas que son separadas al mismo tiempo en los vasos diferentes, serán:





Y la corriente eléctrica les dividirá así, que suelta en cada vaso iguales números de atomicidades, como lo indican los rayos libremente salientes de los átomos:



Así las electrólisis no solo nos prueban, que los pesos equivalentes son cantidades objetivas, tambien nos dejan ver que las atomicidades en cualquier átomo son valores iguales.

Propiedades químicas.

Las propiedades químicas podemos referir á tres clases, es decir: 1° al carácter general químico del cuerpo ó para usar términos químicos: al grado de basicidad, acidez ó neutralidad del compuesto: 2° á la estabilidad ó inestabilidad del compuesto: 3° al influjo característico químico, que ejerce un cuerpo con las demas sustancias.

1° *Carácter ácido, básico ó neutral de las sustancias.*

Difícil es definir lo que se entiende bajo las expresiones, "ácido" y "básico", por falta de lo que no sabemos exactamente en qué se funden el junto de las propiedades que abrazamos por estas dos palabras —"Ácido" significa propiamente solo una cierta especie de sabor propio á esos mismos cuerpos, que se llaman "ácidos", por ejemplo del ácido acético (vinagre), del ácido sulfúrico &c. Mas los químicos no se fijan en esta única propiedad exterior antes bien complectan por el nombre "ácido" el junto de propiedades químicas por las cuales se distingue esta clase de cuerpos de los demas. Entre estas, la propiedad mas saliente es la de reaccionar siempre con ciertos otros cuerpos, que en cuanto á las propiedades químicas son opuestos á los ácidos y que se llaman "bases". Por la reaccion misma entre ambos cuerpos se producen compuestos, que ya no tienen ni las propiedades de bases ni las de los ácidos; se perdió la tendencia á la reaccion propia á los ácidos y á las bases y se dicen por tanto aquellos productos "neutros", "neutrales" ó "sales." Antes se aplicó el predicado de ácido ó básico solo á sustancias compuestas. Mas viendo que tambien en los elementos se halla la misma oposicion en cuanto á las propiedades químicas, ahora se distinguen tambien ellos en elementos "ácidos", "básicos", é "indiferentes" ó "neutrales" y así es que esta division triple se estiende á todos los cuerpos sin ninguna escepcion. Sin embargo las palabras sustantivas: "ácidos", "bases", "sales" se reservan aun hoy dia para ciertas especiales clases de sustancias compuestas, que caracterizaremos mas en adelante, mientras que los adjetivos: "ácido", "básico", "neutral", "indiferente" son aplicables universalmente. Ademas observando, que los elementos ácidos son los mismos que los electronegativos, y los básicos los mismos que los electropositivos, los neutrales los que tambien con respecto á la electricidad son indiferentes, segun uso comun se emplean igualmente las palabras: "ácido" y "electronegativo", ó las: "básico" y "electropositivo". En cuanto á las sustancias compuestas ácidas se observó, que su acidez resulta de lo que se compongan de elementos electronegativos, mientras que en las sustancias compuestas básicas la basicidad nace de la basicidad de sus compuestos. Siempre pues, cuanto mas ácidos ó básicos son los componentes y cuanto ménos se neutralizan esta predominancia del ácido ó básico por la union con átomos de opuesto carácter, tanto mas predomina tambien en la sustancia compuesta el uno

ú otro carácter. Y en general se puede decir, como lo veremos en otro lugar, que la reaccion química es la produccion de una neutralizacion mas completa del electronegativo y del electropositivo por medio del cambio atomístico. La afinidad misma de un átomo se funda en su mas grande parte en la tendencia de unirse con otros tales átomos, que permiten la neutralizacion mas perfecta de su disposicion predominante para la electricidad positiva ó para la negativa. De esto sigue el gran influjo que ejerce la electricidad en las reacciones químicas.—Ahora bien, por lo que los elementos cuanto mas son electropositivos ó electronegativos, tanto tienden mas neutralizar su predominancia de electropositivo ó negativo por union con átomos que tienen la disposicion opuesta, se explica muy naturalmente la tendencia á la reaccion que observamos en todos los compuestos básicos y ácidos, así como la inactividad de los compuestos neutrales. El sabor ácido en los ácidos y el sabor especial no siempre tan pronunciado cáustico ó alcalino de las bases no es sino un efecto singular de la misma tendencia á la reaccion producido por los ácidos y bases y tampoco universal para todos ellos. Se funda pues el sabor de dichas sustancias en la reaccion química que se verifica entre ellas y el líquido especial y poco básico en el órgano de gusto.—Finalmente definimos en conformidad con lo que acabamos de decir; lo "ácido" y "básico" de los cuerpos, diciendo: *es la predominancia del "electronegativo" ó del "electropositivo" en los compuestos.*

2° La estabilidad de las sustancias.

Las sustancias serán tanto mas estables cuanto mas es satisfecho á la tendencia de combinacion natural é individual de sus átomos. Pero satisfecho será; si está saturada la atomicidad, la afinidad y si se halla la sustancia en el estado de agregacion, que es en las circunstancias existentes el mas estable para ella. Esteriormente se manifiesta el grado de estabilidad por una inactividad grande química, ó por no descomponerse al estar espuesto á influjos de otras sustancias ó á los de agentes físicos y mecánicos. Cuanto menores son los empujes, que bastan para resolver un compuesto tanto menor es naturalmente su estabilidad. Podemos afirmar en general, que *ceteris paribus* con el número de átomos en la molécula, con la complicacion de la manera de union crece la inestabilidad. Ya hemos visto que lo mismo efectúa el aumento de calor.

Propiedades fisiológicas.

Bajo este nombre entendemos los influjos químicos de las sustancias en los organismos vivos, principalmente en los animales. En primer lugar pertenecen á estos, el "olor" y el "sabor" de las sustancias; pues esas dos sensaciones provienen siempre de un cambio químico producido generalmente por aquellas sustancias, que poseen una actividad notable química. Para que una sustancia posea sabor, preciso es que sea soluble en agua, ó á lo ménos en

los líquidos de la boca; olor pueden esparcir solo las que son volátiles. No poseyendo los órganos un poder de distinción muy fino para las diferencias de olores y sabores, significamos las especies de olores y sabores, por espresiones mas ó ménos generales. Así tenemos para significar los diferentes sabores solamente los predicados siguientes: dulce [azúcar], ácido [vinagre], salino (sal comun), amargo [sulfato de magnesio ó quinina], refrigerante (salitre), astrigente (alumbre), quemante (alcohol, pimienta), raspador (mantquilla rancia), metálico (cobre, zinc) Pero ¡qué mayor es en verdad el número de las diferencias de sabor! Muchos cuerpos decimos igualmente dulces, igualmente amargos, ó quemantes, cuyo sabor es enteramente otro. Esa distinción imperfecta encontramos, aun en un grado mayor, en las espresiones de los diferentes olores. Solo hablamos de olores ácidos (vinagre), picantes (oloro); pútridos (huevos pútridos), aromáticos (canela), etéricos (eter sulfúrico); y sin embargo, hay mil otras diferencias. Así es que por falta de nombres debemos, para caracterizar mas exactamente el olor de una sustancia, compararle con un olor conocido de otro cuerpo, diciendo por ejemplo: el olor de iodo se asemeja al del cloro, sin poder dar por esto una idea exacta del olor de iodo.

Fuera de estos dos influjos especiales fisiológicos, distinguimos otro *influjo fisiológico general*, señalando por él, cómo varios cuerpos accionan no solo en un especial órgano, sino mas bien en el organismo total. Segun que favorecen ó estorban los procedimientos normales de la economía animal, se dicen sanos ó malsanos, inocentes ó dañosos; mas si causan accidentes mas ó ménos graves, hasta la muerte se llaman "venenos". Positivamente dañosos son solamente aquellos cuerpos, que reaccionando con la sustancia de los órganos, ó con la de sus contenidos, estorban las funciones normales del organismo; pero cuando hacen daño, sin reaccionar ellos mismos así, les diremos negativamente dañosos.—Algunas sustancias influyen solo en aquellas partes del organismo, con las cuales vienen á estar en contacto inmediato (nitrato de plata); otras, una vez introducidas en cualquier parte del organismo, le ponen todo enfermo y malo (ácido cianhídrico). Esto acontece principalmente con las sustancias, que influyen en el sistema nervioso. Unas atacan igualmente todas las varias partes del organismo (ácido sulfúrico concentrado), otras no causan efectos siniestros sino en contacto con especiales órganos, ó con ciertas sustancias del organismo, así el oxígeno es dañoso introducido solo en las venas.

CAPITULO IV.

CLASIFICACION DE LAS SUSTANCIAS.

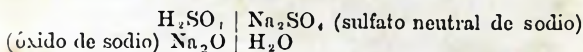
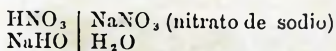
Una clasificacion química y científica se ha de fundar sobre principios químicos. Estos los hallamos en la oposicion eléctrica de los cuerpos, en su atomicidad y en la analogía ó discrepancia de sus reacciones, en su constitucion atomística. En vista de esto, dividimos los cuerpos, en cuerpos simples ó elementos, y en cuerpos compuestos [cfr. p. 9].

Los cuerpos simples son ó electronegativos ó electropositivos, ácidos ó básicos, que nos da otra division. Las dos subclases obtenidas así las partimos de nuevo en grupos, segun la igual atomicidad y la analogía en las reacciones químicas. Así nos resultan aquellos grupos muy naturales de elementos, como los hemos puesto (pág. 35 y sig.).

Las sustancias compuestas se clasifican atendiendo á la constitucion atomística y al carácter ácido, básico ó neutral. Mas ántes de entrar en la particion segun estos dos respectos, es necesario que espliquemos la naturaleza de algunas clases especiales de sustancias compuestas ácidas, básicas y neutras. Ya arriba pág. 43 llevamos dicho, que los adjetivos: "ácido", "básico", "neutral" son de aplicacion universal para todos los cuerpos, simples y compuestos, mientras que los sustantivos: "ácido", "base", "sal" se refieren únicamente á grupos bien limitados de sustancias compuestas: todos los ácidos son tambien cuerpos ácidos, y todas las bases tambien cuerpos básicos; mas no todos los cuerpos ácidos, son igualmente "ácidos", y todos los cuerpos básicos, bases. No, mientras un compuesto ácido se define: "aquel compuesto en que predomina el carácter electronegativo"; la definicion del ácido es:

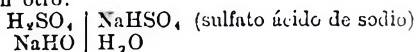
"Un ácido es aquella sustancia compuesta y ácida, que sustituyendo su hidrógeno por átomos de metal, da compuestos mas neutrales, los que se llaman sales."

Así los compuestos: HCl (ácido clorhídrico), HNO₃ (ácido nítrico), H₂SO₄ (ácido sulfúrico) son ácidos, porque contienen átomos de hidrógeno, que reemplazándose segun la atomicidad por átomos metálicos, producen las sales correspondientes:

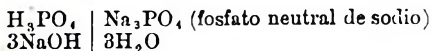
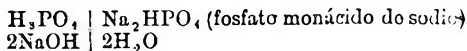
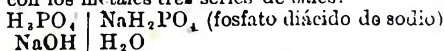


Claro es que todos aquellos ácidos que contienen *mas de un* átomo de hidrógeno reemplazable, pueden dar diferentes sales. El ácido sulfúrico, por ejemplo, puede formar con los átomos de me-

tales monovalentes dos distintas sales, segun que se reemplaza solo un átomo ó ambos. Así, fuera del sulfato neutral de sodio puesto arriba, da tambien otro:

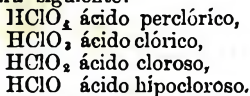


Y el ácido fosfórico teniendo 3 átomos de hidrógeno reemplazables, da con los metales tres series de sales:

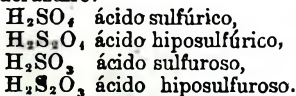


Con respecto á esta diferencia entre los varios ácidos, distinguiremos: "ácidos monobásicos" (HCl), "dibásicos" (H_2SO_4), "tribásicos" (H_3PO_4), "tetrabásicos" [$(\text{C}_7\text{H}_7\text{O})\text{O}_4\text{H}$, ácido gálico] y conformemente con esto, sales "neutrales", "monácidas", "diácidas", "triácidas" &c.

En cuanto á la nomenclatura de los ácidos y de las sales, es de notar que los nombres de los ácidos se componen primero del sustantivo comun "ácido", el que se determina mas añadiendo un adjetivo formado del nombre del elemento principal del ácido, con la terminacion "ico". Por ejemplo, ácido sulfúrico, ácido nítrico, ácido carbónico &c. Mas para los ácidos que no constan de mas que de dos elementos, el adjetivo se deriva de los nombres de ambos elementos: HCl=ácido clorhídrico, HF=ácido fluorhídrico, H_2S =ácido sulfhídrico (hidrácidos—oxácidos).—Cuando el mismo elemento forma varios ácidos análogos, entonces se emplean ademas, fuera de la terminacion "ico" que se da al ácido principal, otras terminaciones. La de "oso" se usa para el ácido ménos rico en oxígeno que el ácido principal, se añade al principio del adjetivo tambien la preposicion griega "hypo" ($\nu\pi\omicron$, bajo). Para los ácidos mas ricos en oxígeno, la terminacion es tambien en "ico", pero se antepone al adjetivo la preposicion "per". Así tenemos para los cuatro ácidos que forma el cloro, con oxígeno é hidrógeno, la nomenclatura siguiente:



Para los ácidos del azufre:



Los nombres de las sales se forman diferentemente para aquellas, que se derivan de los hidrácidos y para las que se deducen de los oxácidos. Para las primeras, el nombre del elemento negativo se cambia en sustantivo, terminado con "ido," al cual se añade el del

metal, ora con la preposición 'de, ora en forma de adjetivo, que termina en "ico". Por ejemplo;

NaCl = clorido de sodio ó clorido sódico,
 K_2S = sulfido de potasio ó sulfido potásico,
 MgF_2 = fluorido de magnesio ó fluorido magnésico.

Las sales nacidas de oxácidos derivan sus nombres de los ácidos correspondientes, de tal manera, que el adjetivo del ácido se muda en sustantivo con la terminación "ato" ó "ito", segun que el adjetivo acaba en "ico" ú "oso", y se le añade como para las sales anteriores el nombre del metal. Para las sales derivadas de los ácidos del cloro y azufre, serán por consiguiente los nombres:

HClO_4 = ácido perclórico, KClO_4 = perclorato de potasio, ó potásico,
 HClO_3 = ácido clórico, KClO_3 = clorato de potasio, ó potásico,
 HClO_2 = ácido cloroso, KClO_2 = clorito de potasio, ó potásico,
 HClO = ácido hipocloroso, KClO = hipoclorito de potasio, ó potásico.

H_2SO_4 = ácido sulfúrico, Na_2SO_4 = sulfato neutral de sodio ó sódico,

NaHSO_4 = sulfato ácido de sodio, ó sódico,

$\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_4$ = ácido hiposulfúrico, $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_4$ = hiposulfato neutral de sodio, ó sódico,

NaHS_2O_4 = hiposulfato ácido de sodio, ó sódico,

H_2SO_3 = ácido sulfuroso, Na_2SO_3 = sulfito neutral de sodio, ó sódico,

NaHSO_3 = sulfito ácido de sodio, ó sódico,

$\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_3$ = ácido hiposulfuroso, $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ = hiposulfito neutral de sodio, ó sódico,

NaHS_2O_3 = hiposulfito ácido de sodio, ó sódico,

Las bases son opuestas y correlativas á los ácidos, y se definen:

Bases son aquellas sustancias compuestas oxigenadas (1), que en contacto con los ácidos cambian su átomo ó grupo básico con el hidrógeno del ácido, produciendo la sal correspondiente y agua.

Ya hemos aducido ejemplos (pág 47) : el hidróxido de sodio y el óxido de sodio, ambas bases, reaccionando con ácido clorhídrico, nítrico, sulfúrico y fosfórico, producen clorido, nitrato, sulfato y fosfato sódico por una parte, y por otra, agua.

La nomenclatura de las bases es muy sencilla: las que constan solo de oxígeno y metal se dicen "óxidos" de este metal, las

(1) Las bases en sentido estricto son siempre compuestos oxigenados. Sin embargo hay compuestos correspondientes á estos, que en lugar de los átomos de oxígeno, los tienen de azufre, y llámanse "sulfobases", por ejemplo, Na_2S , sulfido de sodio ó sódico, NaHS hidrosulfido de sodio ó sódico. Del mismo modo existen "sulfocácidos" y "sulfosalas" que se distinguen igualmente de los "ácidos" y "sales", porque tienen en vez de oxígeno, azufre. Así el ácido carbónico es: H_2CO_3 , el ácido sulfocarbónico HCS_3 , y á la sal de carbonato sódico (Na_2CO_3) corresponde el sulfocarbonato de sodio (Na_2CS_3).

que contienen tambien hidrógeno, llámense *hidróxidos* de este metal. (En conformidad con eso las sulfobases llevan los nombres: "*sulfidos*" é "*hidrosulfidos*"). Formando un metal diferentes óxidos, estos se distinguen preponiendo al nombre "óxido" las determinaciones ulteriores: "proto" ($\pi\rho\omega\tau\omicron\varsigma$ =primero), "sesqui", "di" ($\delta\upsilon\omicron$ =dos), "tri" ($\tau\rho\epsilon\acute{\iota}\varsigma$ =tres) ó "sub" y "per". El óxido formado por la mas simple saturacion de las atomicidades entre el oxígeno y el metal comunmente se llama óxido, sin otra determinacion, aunque haya otros óxidos del mismo metal. Pongamos unos ejemplos:

Pb_2O =subóxido de plomo, MnO protóxido ú óxido de manganeso,
 PbO =óxido de plomo, Mn_2O_3 sesquióxido de manganeso,
 PbO_2 =peróxido de plomo, MnO_2 peróxido ó dióxido de manganeso,

PtO =subóxido de platino, Bi_2O_3 subóxido de bismuto,
 PtO_2 =óxido de platino, Bi_2O_5 óxido de bismuto,
 Bi_2O_6 peróxido de bismuto.

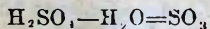
Por ser diferentes las sales que dan los diferentes óxidos con el mismo ácido, nace una nueva distincion de ellas. Los óxidos dan sales, cuyo nombre no se determina mas por ninguna afiadidura, los protóxidos forman protosales, los sesquióxidos sesquisales, los subóxidos subsales. Los peróxidos que hemos tambien aducido aquí para completar la nomenclatura de los óxidos, no forman sales y por tanto tampoco son bases.

Cu_2SO_4 subsulfato de cobre,
 $CuSO_4$ sulfato de cobre,
 $MnSO_4$ protosulfato ó sulfato de manganeso,
 $Mn_2(SO_4)_3$ sesquisulfato de manganeso,
 $PtCl_2$ subclorido de platino,
 $PtCl_4$ clorido de platino.

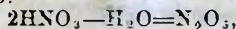
Hay otra clase especial é importante de cuerpos ácidos que no son "ácidos", pero se derivan de ellos, es decir los "*anhidridos de los ácidos*" ó los "*ácidos anhídricos*". Ellos se definen:

"Son aquellos compuestos ácidos que se derivan de los oxácidos por sustraccion de tantas moléculas de agua, cuantas son necesarias para quitar todos los átomos de hidrógeno reemplazables por metales."

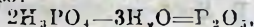
El anhídrido del ácido sulfúrico ó el ácido sulfúrico anhídrico es:



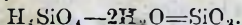
el del ácido nítrico:



el del ácido fosfórico:



el del ácido silícico:



Vistas estas clases especiales de sustancias compuestas, señalamos la clasificacion de ellas. Tenemos primero sustancias que constan solo de dos elementos diferentes, *compuestos binarios*. Ellos son denominados, si esceptuamos las combinaciones del hidrógeno, conformemente con las sales derivadas de los hidrácidos y con los óxidos. Por ejemplo:

Ag₂Se selenido de plata, Ca₃P₂ fosfido de calcio, Mg₂Si silicido de magnesio, As₂S₃ trisulfido de arsénico, As₂S₅ pentasulfido de arsénico &c. Estos se dividen cada uno en cuerpos ácidos, básicos, neutrales, de los cuales unos pocos admiten de nuevo las subdivisiones en cuerpos ácidos y en ácidos, en cuerpos básicos y en bases, en cuerpos neutrales y en sales.

La segunda parte de sustancias compuestas contiene los compuestos ternarios y demas múltiples, es decir, los que constan de tres y mas elementos. Los que se parten en dos clases: en los cuerpos que pertenecen á las clases especiales de ácidos, bases, sales; y en los que no perteneciendo á una de estas clases no se diferencian sino segun el general carácter de ácido, neutral ó básico. La nomenclatura para la primera clase ya está espuesta; para los miembros de la segunda clase se forman los nombres de una manera análoga á la de los compuestos binarios: de ambos elementos ácidos se forma un sustantivo terminado en "ido" y se añade el nombre del elemento mas básico con "de". Por ejemplo, POCl=oxiclorigo de fósforo, AsSBr=sulfobromido de arsénico, CSCI₂=sulfoclorido de carbono.

Componiendo por consiguiente estas clases y subclases en una tabla, nace esta disposicion:

A. Sustancias simples ó elementos:

Clase I. Elementos electronegativos:

Grupo I. Elementos monatómicos, (cfr. pág.35 y sig.)

„ II. Elementos diatómicos,

„ III. Elementos triatómicos { triatómicos y pentatómicos,
solo triatómicos,

„ IV. Elementos tetratómico,

Clase II. Elementos electropositivos:

Grupo I. Elementos monatómicos,

„ II. Elementos diatómicos { grupo del calcio,
grupo del magnesio,
grupo del berilio,
grupo del plomo,

„ III. Elementos diatómicos y tetratómicos,

„ IV. Elementos monatómicos y triatómicos.

„ V. Elementos tetratómicos,

„ VI. Elementos hexatómicos.

B. Sustancias compuestas:

Clase I. Compuestos binarios:

a) del hidrógeno { hidrácidos (HCl, H₂S &a.)
c. básicos (NH₃, PH₃, CuH₂ &a.)
c. neutrales (CH₄, C₂H₄ &a.)

b) fluoridos { fl. ácidos (SiF₄)
sales (CaF₂, KFl &a.)

c) cloridos { cl. ácidos (PCl₅, SnCl₄ &a.)
sales (NaCl, BaCl₂ &a.)

PARTE II.

De los cuerpos en especial.

Seguiremos en la esplicacion de los cuerpos [particulares el orden puesto en la clasificacion de las sustancias [pág. 35 y sig]. Espondremos los elementos en el mismo orden con que están en dicha clasificacion. Se pone el hidrógeno á la cabeza de todos, por ser el elemento normal. Pues los químicos midiendo los diferentes valores cuantitativos los refieren, en cuanto es posible, todos á un mismo elemento, que se considera como el normal, y para esto se ha elegido el hidrógeno. Inmediatamente despues de la esplicacion de cada elemento, se tratará de las sustancias compuestas de este elemento y de los elementos tratados ántes de él. De todos los cuerpos de mayor importancia espondremos: 1º la preparacion, 2º su constitucion química y sus propiedades químicas, físicas y fisiológicas, 3º su estado en la naturaleza, 4º su aplicacion varia en las artes, en la industria y en la vida ordinaria.

TRATADO I.

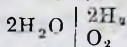
De los cuerpos electronegativos.

CAPITULO I.

• Hidrógeno (elemento normal,) H.

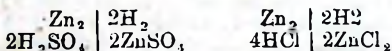
Syn: aire inflamable, Wasserstoff, hydrogène, hydrogen.

PREPARACION: El hidrógeno se ostraee comunmente ó del agua ó de los ácidos. Del agua se puede sacar por medio del calor, como lo veremos tratando del agua ó por medio de la electricidad como ya hemos visto [pág. 3]. Se separa pues el agua bajo el influjo de estos dos agentes físicos:



Tambien por medio de metales se puede desalojar el hidrógeno del agua. Pues algunos [K, Na, Li, Ca] la descomponen aun en frio; otros muchos en temperatura mas ó ménos subida. Pónese bajo el cilindro A [fig. 5] lleno de agua un pedazo de sodio por medio de una cucharita de tela metálica. Inmediatamente despues suben burbujas de hidrógeno por el cilindro, y espeliendo el agua se acunulan en su parte superior; al mismo tiempo se forma hidróxido de sodio, que disolviéndose en el agua le atribuye

reaccion alcalina, es decir: le comunica la propiedad de poner azules los papeles de tornasol rojos.—Pero todos los métodos de preparacion mencionados hasta aquí no permiten preparar grandes cantidades de hidrógeno, tanto por el precio notable de las sustancias dichas, cuanto por ser relativamente corta la cantidad de hidrógeno que dan. Para preparar cantidades considerables de hidrógeno, se esponian antes á menudo los vapores de agua al influjo de hierro enrojecido, mas tambien esta preparacion aun hoy dia se hace rara vez, por esa razon no la explicamos mas. Casi todo el hidrógeno se saca ahora en los laboratorios, reemplazando en los ácidos el hidrógeno por un metal. El ácido comunmente usado es el ácido sulfúrico ó el ácido clorhídrico y el metal zinc. La reaccion que se verifica en el contacto mútuo de estas sustancias es:



En el frasco de dos tubos A (fig. 6) medio lleno de agua se introduce granalla de zinc. Uno de los dos tubos del frasco tiene otro de *desprendimiento* (b) que se dirige debajo de una campana (C) llena de agua; el otro tiene uno recto con embudo, sumergido por su parte inferior en el agua del frasco, y que sirve para ir vertiendo poco á poco el ácido sulfúrico. Cuando el hidrógeno ha espulsado el aire contenido en el frasco, se empieza á recoger el gas.—El hidrógeno que resulta de esta preparacion nunca es químicamente puro, como ya deja percibirlo el olor desagradable debido al arsenido y fosfido de hidrógeno, ácido sulfhídrico &c. Pues no puede utilizarse el zinc puro para estas reacciones por ser muy dificultoso por una parte preparar zinc puro y por otra parte porque zinc casi no ataca al ácido sulfúrico si no contiene metales ó elementos mas electronegativos, cuales son: arsénico, plomo, y que forman con él una verdadera pila galvánica. Así viene que conteniendo el zinc comercial arsénico, fosforo, azufre y á veces tambien carbonato de zinc se forman diferentes compuestos volátiles que se desprenden con el hidrógeno. Hasta el ácido sulfúrico suele contener arsénico y otras impurezas. 1) Con objeto de purificarse el gas, se le pasa al traves de tubos de U (fig. 6) que contienen el primero nitrato de plomo para sacar el ácido sulfhídrico, y el segundo nitrato de plata ó clorido de mercurio para retener el arsenido y fosfido de hidrógeno. Otros tubos (d y e) con pedazo de hidróxido de potasio no solo sirven para retener el ácido arrastrado por el hidrógeno, los hidrocárbidos y los hidrosilicidos, sino tambien para secar el gas. Mas para este último fin servirá mejor el ácido sulfúrico concentrado ó el clorido de cal-

(1) Hay sus dificultades especiales en preparar hidrógeno absolutamente puro con los materiales de zinc y ácido sulfúrico. El ácido sulfúrico, pues fuera de arsénico contiene muy á menudo ácido sulfuroso, ácido nítrico, nitroso, peróxido de nitrógeno, que ocasionan la produccion de ácido sulfhídrico, de óxido y subóxido de nitrógeno. Empleando hierro en lugar de zinc, resulta un gas aun mas impuro, pues se forman entonces ademas hidrocárbidos y hidrido de silicio. El hidrógeno mas puro da la electrólisis del agua pura, siembargo tambien tal gas de hidrógeno contiene rastros de oxígeno.

cio; de este pónense pedazos pequeños en tubos de U, ó mas bien en cilindros especialmente propios para secar, con aquel se mojan pedazos de piedra pomez, anteriormente purificados ó perlas de vidrio. (1) A veces lávanse los gases primeramente ántes de purificarles por reactivos especiales. Para esto se les pasa por agua pura ó por disoluciones diluidas segun el fin especial del lavar. Con objeto de explicar esto se ha puesto (fig. 6.) entro el frasco A y los tubos de U otro frasco B con poco de agua el quo se llama "frasco lavador." Permite tambien observar el decurso del desprendimiento de gas por la frecuencia de burbujas, que siguen pasando el agua y á menudo se la pono con este solo objeto.

2º PROPIEDADES FÍSICAS: Siendo el mas ligero de todos los gases sirve el hidrógeno, como lo hemos visto pág. 34, de unidad para la estimacion del peso específico de los demas gases, y por ser sus átomos los mas ligeros el peso de uno de sus átomos es la medida segun que se determina el peso absoluto de los demas átomos (pág. 33). El peso específico del hidrógeno referido al aire es 0,0693, pesando por tanto 14 veces y media ménos que el aire, 16 veces ménos que el oxígeno, 241573 veces ménos que el platino. (Experiencia con pompitas de jabon llenas de hidrógeno.) De su suma ligereza proviene tambien que el hidrógeno atraviesa con facilidad las cubiertas porosas. Siendo pues los volúmenes de diferentes gases, que pasan por paredes porosas, inversamente proporcionales á las raices cuadradas de sus pesos específicos, el hidrógeno posee esta propiedad en sumo grado. Para hacer verla, tomemos en la cuba pneumática: un cilindro lleno de este gas y cerremos su orificio con un pliego de papel comun situado transversalmente; en seguida despues de haber vuelto de modo que el orificio esté hácia arriba, presentemos una luz por encima del papel: el hidrógeno que lo ha atravesado arde con una llama pálida. Esta misma propiedad explica por qué los pequeños globos de goma elástica inflados por este gas se desinflan tan rápidamente, ó porque tales globos inflados con aire y puestos en una atmósfera de hidrógeno se hinchan notablemente.—Por las paredes de un tubo de platino, que tienen 1,1^{mm} de grueso pasan en el minuto por cada metro cuadrado 489,2 cc. de hidrógeno en la temperatura roja. En la misma temperatura dejan pasar paredes de paladio 0,2^{mm} gruesas 3992,22 cc. por cada metro cuadrado en el minuto.—Diferentes metales poseen un poder grande de absorcion para el hidrógeno cuando se les calienta en una atmósfera de este gas y no lo desprenden en el vacío sino en una temperatura subida, algunos solo en la temperatura roja. Tal poder mas grande de absorcion se observó en el paladio. Él absorbe hasta 982,14, y casi mil

(1) Si se quiere recoger el gas sobre agua, como en el experimento arriba espuesto, claro es que no se debe secar ántes el gas. El mismo método de secar se observa tambien para los demas gases. La naturaleza del gas debe siempre determinar cuáles sustancias secantes se han de elegir, pues preciso es, que la sustancia secante no obre químicamente con el gas. Fuera de clorido de calcio, de ácido sulfúrico y de hidróxido de potasio tenemos todavía como remedios secantes: anhídrido de ácido fosfórico y sulfato de cobre calcinado.

volúmenes de hidrógeno, formando una verdadera aleacion. Pues el hidrógeno así concentrado deja ver propiedades enteramente metálicas: es mas magnético que el paladio mismo, conduce bien la electricidad y el calor.—Es un gas incoloro y transparente. No pudiendo convertirlo por las sumas presiones en un líquido (y sin embargo Natterer lo sujetó á la presión de 27900 atmósferas), se pone en el número de los gases permanentes. También en estado gaseoso conduce bien el calor. En vista de las propiedades señaladas ha de considerarse el hidrógeno como verdadero metal.

Absorción. El agua absorbe muy poco de hidrógeno: 100 vol. de agua absorben á 0-24°C 1,93 vol. Merced á esta propiedad puede recogerse el hidrógeno sobre agua sin experimentar pérdida notable.

3° PROPIEDADES QUÍMICAS: El hidrógeno es uno de los elementos cuya atomicidad es la mas pequeña. Ella sirve de unidad para los demas. En cuanto al carácter químico del hidrógeno en general hay que decir que él es muy poco marcado, ni es muy básico, ni es ácido, sin embargo pertenece mas á los elementos básicos (véase pág. 40). De esto viene que el hidrógeno puede tan facilmente reemplazarse por elementos ácidos y básicos, lo que constituye su propiedad sobresaliente química. Hacia algunos elementos ejerce bajo ciertas circunstancias una grande afinidad. Con flúor, cloro, bromo, iodo se une directamente para producir los hidrácidos correspondientes. Con oxígeno se combina directamente formando agua, con azufre produce ácido sulfhídrico, con nitrógeno amoníaco. Puede unirse tambien con metales, como lo prueba el hidrido de cobre (Cu_2H_2). En temperatura subida desaloja el oxígeno, azufre, cloro de sus fuertísimas combinaciones con metales, ó como dicen los químicos: "*reduce*" los óxidos, sulfidos, cloridos metálicos. Así una corriente rápida de gas de hidrógeno que pasa por sesquióxido de hierro poco calentado (fig. 7) se apodera de su oxígeno para formar agua que se desprende; el residuo es el hierro "*pirofórico*", llamado así porque se inflama espontáneamente cuando se le proyecta en el aire á la temperatura comun. Uniéndose el hidrógeno con el oxígeno con produccion de luz y calor, se dice que él *arde*, y apagándose una bujía encendida al ponérsela en un cilindro lleno de hidrógeno, dícese él *no puede mantener la combustion*; mas veremos tratando del oxígeno que estas expresiones son muy relativas.

4° PROPIEDADES FISIOLÓGICAS: El hidrógeno no tiene ni olor, ni sabor cuando es puro. Sea que animales mueren en una atmósfera de hidrógeno, él no es venenoso. Sigue pues este efecto no por un influjo positivo del hidrógeno, sino por la falta de oxígeno. Animales pequeños mueren muy pronto; en cuanto al hombre, tres ó cuatro resueltos producen ya sentimientos muy desagradables en el pecho y paralizan toda fuerza muscular. Los accidentes graves que observó Cardana, deben atribuirse sin duda á las impurezas del gas. Mezclado con oxígeno en las mismas proporciones, como este está unido con el nitrógeno en el aire, el hidrógeno puede respirarse sin daño. Segun algunos, siguen á la respiracion del hidrógeno efectos emborrachadores semejantes

á los que produce el "gas hiarante", segun otros exalta el tono de la voz.

5.º ESTADO EN LA NATURALEZA: Como sustancia simple, el hidrógeno no se encuentra en la naturaleza sino en muy raras ocasiones y siempre en cantidades muy cortas. Mezclado con los gases del ácido clorhídrico, del anhídrido del ácido sulfuroso &c. se halla en las exhalaciones volcánicas, incluido en la sal de piedra se encuentra juntamente con nitrógeno, óxido de carbono y gas de pantanos. Además se descubrió en el hierro meteórico. Segun el astrónomo Secchi hay hidrógeno libre tambien en la atmósfera de ciertas estrellas fijas. Finalmente él se halla constantemente en los gases intestinales del hombre y de los animales, y utaman los fisiólogos Planer y Ruge, que su cantidad varía con la clase de alimentos. Una añadidura de óxido de magnesio aumenta la producción de hidrógeno y generalmente la de los gases intestinales, mientras que los ácidos causan un efecto opuesto. En combinación con otros elementos se encuentra el hidrógeno abundantemente en la naturaleza. Casi todas las sustancias que componen los organismos de las plantas y de los animales contienen hidrógeno; $\frac{1}{2}$ parte de toda el agua es hidrógeno.

6.º APLICACION: En 1783 se propuso emplear el hidrógeno para inflar los globos aerostáticos. Verdad es que él produce la mas grande fuerza ascensional, mas se opone á la aplicacion universal la otra propiedad del hidrógeno de pasar rápidamente las cubiertas. Y así es que hoy se usa únicamente para llenar globos pequeños de binza (1) ó los de goma clástica, inflándose los grandes con gas de alumbrado.

CAPITULO II.

LOS HALÓGENOS: FLÚOR, CLORO, BROMO, IODO, ó LOS ELEMENTOS ELECTRONEGATIVOS MONOVALENTES.

ARTICULO I.

Flúor y ácido fluorhídrico.

Flúor Fl.

Sin: Fluorine.

El flúor no ha podido todavía aislarse, pues cuando se trata de hacerlo salir de sus combinaciones con otros elementos ataca todos los cuerpos con que está en contacto y hasta hoy dia no conocemos vasos en que podamos recoger este elemento, sin perderle al momento. Por ser el cuerpo mas ácido, goza de una afinidad enérgica y universal. Se une directamente con todos los metales, aun

(1) Membrana de los intestinos adelgazada con soluciones flojas de hidróxido de potasio.

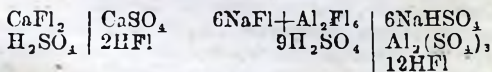
con el oro, platino, plata. Podemos transponer los átomos de flúor de unas moléculas á otras, en esto se ve no solamente que es un elemento monovalente, sino tambien que sus reacciones son perfectamente análogas á las que verifican en las mismas circunstancias el cloro, bromo y iodo, segun las esperiencias instituidas con objeto de aislar el flúor, parece indudable que es un gas.

ESTADO NATURAL. Combinado con el calcio en forma de *espato de flúor* (CaFl_2) llena enteros filones en las rocas cristalinas; asimismo se encuentra otra combinacion la *criolita* ó el fluorido doble de sodio y aluminio ($6\text{NaFl} + \text{Al}_2\text{Fl}_6$) en capas muy estensas, en Groelandia. Tambien hay flúor en muchos otros minerales; tales son, el topasio [$(\text{Al}_2\text{Fl}_6 + \text{SiFl}_4) + 5(\text{Al}_2\text{O}_3, \text{SiO}_2)$], la fluocerita ($\text{CeFl}_2 + \text{Ce}_2\text{Fl}_6$), la hidrofluocerita ($\text{Ce}_2\text{O}_3, \text{H}_2\text{O}, \text{HFl}$), la ytrocercita ($\text{CaFl}_2, \text{Ce}_2\text{Fl}_6, \text{YFl}_2$), la lepidolita, turmalina &c. mas ellas no son frecuentes. La existencia de flúor fué tambien comprobada en los huesos fósiles y recientes, en los dientes, (sobre todo en el esmalte de ellos), en la sangre hasta en la leche de los animales, en ciertos vegetales ricos en ácido silíceo anhídrico (gramíneas y equisetáceas).

Acido fluorhidrico HFl.

Sin. Fluorwasserstoff, fluorhydric acid, acide fluorhydrique.

1° PREPARACION. Atacando este ácido enérgicamente el vidrio y casi todos los metales, debe prepararse en vasijas de plomo ó de platino. De materiales sirven el ácido sulfúrico concentrado y el espato de flúor ó la criolita. Pues estos minerales reaccionan con el ácido sulfúrico, formando sulfato y ácido fluorhídrico:



Pónese en la panza de una retorta de plomo ó platino (fig. 8) espato de flúor bien puro y pulverizado y se agregan 1,5-2 veces su peso de ácido sulfúrico inglés, ó 1 parte de criolita en polvo y luego 2,5-3 partes de ácido sulfúrico, se mezclan bien estas dos sustancias por medio de una espátula de platino ó de plomo y despues se adapta la cúpula de la retorta provista de un cuello. Si se quiere recoger un ácido muy concentrado, se ajusta al cuello un recipiente, especie de tubo en forma de U, del cual una estremidad está cerrada hasta un agujerito que permite salir al aire y á los vapores. El recipiente ha de rodearse de hielo y las uniones del aparato se embarran cuidadosamente. La reaccion comienza en frio; se la activa con algunos carbonos. El ácido se condensa en estado de solucion acuosa concentrada. Se la conserva en un frasco de platino, plata ó gutaperca. Generalmente es impuro el ácido sacado del espato de flúor, porque este mineral contiene silicatos que dan ácido hidrosulfúrico, que se destila con el ácido fluorhídrico. Un ácido libre de esta impureza, se obtiene del espato de flúor, cuando se pone la mezcla del fluorido con ácido sulfúrico 2 ó 3 dias ántes de sujetarlo á la destilacion en la panza

abierta en un lugar seco y moviéndola de cuando en cuando. Así pues se desprende espontáneamente todo el ácido hidrofúosilícico.

El ácido fluorhídrico preparado con vasos de plomo contiene además siempre algo de este metal. Sin embargo puede prepararse puro en aparatos de plomo, cuando tienen la construcción representada en la fig. 9. *a, b, c* es una retorta de plomo cuya cúpula *c* se une con la panza en *bb*; *e, d*, es el recipiente de plomo con una tubuladura *e* en que se introduce el cuello de la cúpula. La cubierta cónica del recipiente (*f*) está provista de un tubo de plomo (*g*) dos veces encorvado. En el recipiente se coloca sobre un anillo de plomo una capsulita de platino que contiene mas ó ménos de agua, según que se quiere recoger un ácido mas ó ménos fuerte. Con esta disposición, el ácido condensado en el recipiente se desliza por las paredes, y va acumulándose todo en el fondo del mismo; y como tampoco el ácido que viene fluyendo del cuello de la retorta, cae en la cápsula de platino; en ella son absorbidos únicamente los vapores del ácido fluorhídrico químicamente puros. Ejecutando la preparación con tal aparato, se cierran bien todas las juntas, se enfria el recipiente con agua, y caliéntase la retorta en un baño de arena sobre carbones.

Acido fluorhídrico no solo puro sino tambien no hidratado (es decir, que no esté mezclado con agua) se obtiene descomponiendo por el calor, en una retorta de platino, fluorido ácido de potasio. Recógase el ácido liquidado en un recipiente de platino rodeado de una mezcla fuertemente refrigerante.

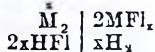


2° PROPIEDADES FÍSICAS. En la temperatura ordinaria se presenta el ácido fluorhídrico como un gas incoloro y trasparente, cuyo peso molecular es 20, y el específico 10. Se liquida en el frio, que produce una mezcla de hielo con sal comun. El ácido líquido hierve á 19,4° y esparce al aire vapores blancos sumamente densos. Hasta el dia no se ha conseguido solidificarle.

Absorción y disolución. El ácido fluorhídrico absorbe con suma avidez los vapores de agua, como lo dejan ver los vapores densos desarrollados por él y sus disoluciones concentradas. Vertido en agua causa el ruido de un hierro candente. Según Bineau se observa, que destilando la disolución acuosa del ácido, sube la temperatura de ebullición á 120°C, para quedar allí estacionaria, y al mismo tiempo pasa un ácido de concentración constante, cuya fórmula es $\text{HFl} + 2\text{H}_2\text{O}$, y el peso específico 1,15. Pero según Roscoe tal combinación hidrática estable no existe. Al contrario, hirviendo bien la disolución acuosa, sea concentrada, sea diluida, cambia su composición, hasta que el residuo tenga la concentración de 36-28 por ciento de ácido.

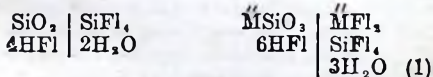
3° PROPIEDADES QUÍMICAS. El ácido fluorhídrico, aunque saturado en cuanto á la atomicidad, lo es muy poco en cuanto á su afinidad. De esto resulta su mayor actividad química que lo hace el ácido mas corrosivo que se conoce. Sin embargo no ataca los elementos electronegativos, ménos el boro, silicio, titano arsénico y antimonio. Mas, tanto mayor es su acción sobre los elementos positivos. El potasio descompone el ácido concentrado con

explosión, desarrollando luz y calor. Todos los demás metales, excepto solo el platino y oro, son transformados por el ácido fluorhídrico no hidratado en fluoridos.



La plata, el mercurio y el platino no son atacados por las soluciones acuosas del ácido sino poco y con mucha lentitud. Merced á esto, el ácido preparado ó guardado en vasos de plomo contendrá siempre rastros de plomo. Descompone el ácido fluorhídrico fácilmente la mayor parte de las sales: los carbonatos, cianidos, boratos, bromatos, sulfidos (excepto los sulfidos alcalinos) &c. Su influjo en las sustancias orgánicas hasta ahora se ha estudiado muy poco; sin embargo juzgando según su influjo enérgico en el organismo animal, se puede concluir que ejercerá una reacción fuerte también con ellas. Con reacción explosiva, forma con el aceite de trementina un líquido rojo; la parafina, que debe su nombre de "*parum affinis*" á su mucha estabilidad en contacto con los reactivos más fuertes, tampoco es cambiada por el ácido fluorhídrico.

La reacción más importante del ácido fluorhídrico es la con los silicatos y con el ácido silícico anhídrico. Pues transforma aquellos en fluoridos metálicos, en fluorido de silicio y agua; este en fluorido de silicio y agua. He aquí las reacciones:



En esta reacción se funda la aplicación del ácido fluorhídrico en la química analítica para descomponer y disolver los silicatos que resisten á todos los demás ácidos, y su empleo en las artes para el grabado en cristal.—El procedimiento de grabado se efectúa de la manera siguiente: se corre en el vidrio una capa delgada de barniz (formado de 4 partes de cera amarilla, fundida con 1 de esencia de trementina, ó aun mejor: de 6 partes de mastic, 1 de asfalto, 1 de cera con un poco de esencia de trementina). Fria ya el barniz, se señalan con una punta los trazos que se quieren reproducir, cuidando de descubrir la superficie del cristal. Con la lámina preparada de tal suerte se cubre una vasija llana de plomo en que se ha vertido polvo de espato de flúor y ácido sulfúrico concentrado. En vez de vaso de plomo se toma cómodamente también una cajita de cartón, cuyo fondo tiene un agujero redondo y tan grande que cabe un crisol de platino, puesto de modo que salga cuanto más fuere posible hacia fuera del fondo de la cajita. En el crisol se pone la mezcla señalada, y la lámina sobre la cajita. En ambos casos caldéase la mezcla ligeramente para que no se funda el barniz. El vapor reacciona, y

(1) La reacción correspondiente se verifica con el ácido titánico anhídrico (TiO_2) y los titanatos (M_2TiO_3).

la reaccion está concluida en 5-15 minutos. Se quita entónces el barniz con esencia de trementina, ó fundiéndolo por calor y frotando con un paño. A la sazón aparecerán opacos los trazos en la lámina trasparente. Los trazos en vez de ser opacos, serán transparentes, si el vidrio no se espona á la accion de vapores, sino, á la de una disolucion acuosa. Fuera de no ser tan visibles como los trazos opacos, no son tampoco tan finos porque el ácido líquido ahueca el vidrio debajo de los bordes del barniz (1).

4° PROPIEDADES FISIOLÓGICAS El olor del ácido fluorhídrico es sumamente acre y penetrante, su sabor muy cáustico. Es un cuerpo muy peligroso de manejar estando concentrado. Una gota puesta sobre el cútis de la mano, produce en pocos instantes pústulas de consideracion y sumamente dolorosas, y una inflamacion violenta que se propaga hasta el brazo. Puesto sobre partes desnudas del cútis causa unas ulceraciones peligrosas. Basta tocar la piel con la punta de una aguja mojada con el ácido concentrado para determinar un sueño muy inquieto y acompañado de fiebre. El primer efecto del contacto con el ácido, es generalmente la produccion de dolores agudos solo en la parte mojada. Después, las partes al rededor se ponen blancas y adoloridas, y sobre la parte mojada se levanta una ampolla llena de materia ó pus, mientras que la inflamacion sigue propagándose mas y mas. Estas quemaduras no se sanan sino lentamente. Si se mojara una superficie mas estensa del cuerpo con el ácido concentrado, podría seguirse fácilmente la muerte. Los efectos del ácido diluido son menos graves. Sin embargo aun él se debe tratar con mucho cuidado. Pues evaporándose este ácido se concentra insensiblemente, y si por acaso penetrase bajo las uñas produciria sin duda aquí inflamaciones muy sensibles y persistentes. En estado de vapor, sus efectos sobre la organizacion son quizá mas peligrosos todavia, aunque si mas lentos. El esponer algunos momentos solo los dedos á los vapores del ácido puede causar daños graves por algunas semanas.

En la naturaleza no se encuentra. De su aplicacion ya hemos hablado arriba.

(1) Siendo el ácido fluorhídrico sumamente dañoso á la salud, se buscaron, hace mucho tiempo, otros métodos de grabado para introducirlos en las industrias de cristal. Ya en el año 1844 propuso Boottger el fluorido de amonio, que produce por sí mismo solo grabados mates en el vidrio sin atacar la salud. En 1855 se valió Kessler para el mismo fin, de una mezcla de fluorido de amonio [ú otros fluoridos alcalinos] con ácidos la que obra mas enérgicamente y da grabados hermosos. Añadiendo á esta mezcla ademas sales que gozan de la propiedad de fijar el agua [K_2SO_4 , $(NH_4)_2SO_4$, $ZnCl_2$, &c.] se consigue un efecto aun mejor. Pues segun Kessler el ácido fluorhídrico engendra entónces al formarse fluosilicatos muy poco solubles, que se depositan fijamente sobre el vidrio en forma de puntitos cristalinos poniéndolo opaco. El fluorido de amonio produce sin adiccion de ácidos ó de tales sales, dichos cristalitos, por tanto, una disolucion convenientemente concentrada de esta sal, sirve de tinta con que se puede escribir y marcar sobre toda especie de vidrio ó cristal,

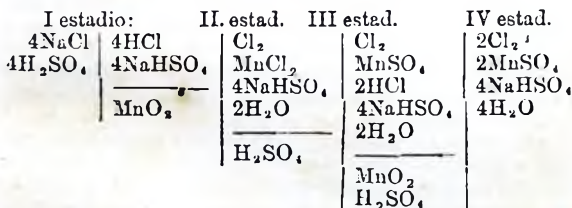
ARTICULO II.

Cloro, ácido clorhídrico.

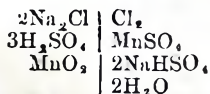
• Cloro Cl.

Fr. Chlor, chlorine chlore.

1° PREPARACION. Se pone en un matraz (fig. 10) una mezcla de 18 partes de clorido de sodio gruesamente, pulverizado con 15 partes de polvo fino de peróxido de manganeso, luego se vierte sobre la mezcla una solución fría de 15 partes de ácido sulfúrico concentrado en 21 partes de agua. Después de mover todo, se cierra inmediatamente la boca del matraz con un tapon que lleva fuera del tubo de desprendimiento otro llamado tubo de seguridad, que contiene en su curvatura inferior ácido sulfúrico. Este nombre se le da porque impide, que disminuyéndose la tensión del gas en el matraz por enfriamiento, pase el contenido del frasco lavador al matraz y lo rompa. La acción comienza en frío y se la activa cuando se debilita por calor ligero. Bajo el respecto químico, la reacción es mas compleja de lo que se dice comunmente. Tiene pues el desprendimiento de cloro diferentes estados, como lo dejan ver las formulas que siguen:



Poniendo solamente las sustancias madres y los productos, la fórmula es:

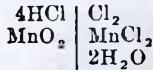


El gas que se desprende pasa á un frasco lavador con agua, donde abandona el ácido clorhídrico, que lleva siempre consigo en esta reaccion; atraviesa en seguida un tubo lleno de sustancias secantes (clorido de calcio, piedritas de pomez ó perlas mojadas con ácido sulfúrico concentrado) y llega seco por un tubo recto al fondo de un frasco.—Merced á su grande densidad, el cloro queda en dicho fondo, levantando poco á poco el aire. Se conoce que el frasco está lleno, cuando ha tomado en toda su altura el color verde de cloro: se le cierra entónces con un tapon de vidrio untado con aceite. Si han de llenarse mas frascos con cloro, este se pasa de uno á otro como lo indica la figura 11. Para no ser molestado por el gas sobrante que sale del último

(1) MnCl_2 y Cl_2 no se forman directamente sino pasando por la combinación inestable MnCl_4 .

frasco y para no perderlo tampoco, se introduce en el vaso D, que conteniendo carbonato seco potásico y cal cáustica recientemente apagada, lo absorbe todo, formándose clorato de potasio, preparado muy útil.

La preparación que acabamos de explicar solo se emplea en lugares distantes de los centros industriales.—Por ser el ácido clorhídrico un producto secundario en muchísimas fabricaciones industriales, es en Europa tan barato, que muy á menudo se lo bota, porque no vale la pena de recogerlo. Así es que casi todo el cloro se prepara allá del ácido clorhídrico, desalojando de él una parte del cloro por medio del peróxido de manganeso, segun que se ve en esta fórmula:



El aparato que se compone para esto procedimiento es el mismo que el anterior (fig. 10). En el matraz se dan 3 partes del ácido del peso esp. 1,130 y una parte del peróxido de manganeso (1).

De otros métodos para la preparación de cloro, mencionamos todavía uno que consiste en calentar á 250–300° el clorido de cobre (CuCl_2) mezclado con la mitad de su peso de arena bien seca (2); otro en que se calienta una mezcla de clorido de magnesio con peróxido de manganeso, y otro en fin, en que se caldea el clorobromato de potasio ($\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7\text{Cl}_2$) (3).

Cuando se quiere obtener una disolución acuosa de cloro, se pasa el gas por una serie de frascos de Woulf (fig. 12), es decir, que tienen tres tubuladuras.

2° PROPIEDADES FÍSICAS. El cloro es un gas amarillo verdoso, de que viene su denominación de cloro ($\chi\lambda\omega\rho\acute{o}s$). Su peso atómico se considera como 35,5 (mas exactamente se espresa segun las determinaciones recientes por el número 35,467). Su peso específico es 35,5. Se liquida bajo la presión ordinaria á 40 ó 50°C, ó bajo la presión de 4 atmósferas á +15° (segun otros bajo la presión de 6 atmósferas á 0°). Para realizar esta liquefacción, se ponen los cristales de hidrato de cloro ($\text{Cl}_2 + 10\text{ag.}$) en un tubo encorvado (fig. 13) que se cierra en seguida á la lámpara. Se calienta á 35° la parte del tubo que contiene el hidrato, mientras que la otra estremidad entra en una mezcla refrigerante; el cloro

(1) Se ve que en este procedimiento no se logra mas del cloro, que la mitad. Añadiendo ácido sulfúrico, se podría tambien sacar el cloro del clorido de manganeso. Mas como el precio del ácido sulfúrico es mucho mas subido que el valor del ácido clorhídrico, tal aumento de cloro no sería provechoso.

(2) El residuo de esta preparación (Cu_2Cl_2) se transforma fácilmente en la sal primitiva (CuCl_2) mojóndola con ácido clorhídrico y esponiéndola al aire.

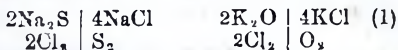
(3) Tal combinación se obtiene calentando ligeramente la disolución de 3 partes de $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ y de 4 partes de HCl concentrado con poco de agua, hasta que se acabe el desprendimiento de cloro. Al enfriarse cristaliza la sal en forma de prismas rojos. El residuo tambien de esta preparación de cloro produce siempre de nuevo la sal primitiva, disolviéndolo en ácido clorhídrico.

líquido se destila poco á poco, y va á juntarse en el extremo enfriado. La densidad de este líquido es 1,33. Enfriado bajo 110° aun no se solidifica.

Absorción y disolución: El agua absorbe lo mas de este gas entre las temperaturas de 9° y 10°, á saber, 2,75 volúmenes; á 0° 1,8 á 15° 2, 36, á 10° 2,15, á 30° 1,75 volúmenes. En la disolución acuosa de sal comun, es mucho ménos soluble que en agua.—Enfriando la disolución acuosa de cloro á 0° ó introduciendo cloro en agua de 0° se forman cristales hidrato de cloro ($\text{Cl}_2 + 10\text{H}_2\text{O}$).

3° PROPIEDADES QUÍMICAS. Despues del flúor es el cuerpo mas ácido, de que resula su tendencia á combinarse con otros elementos, principalmente básicos. Se combina directamente con todos los elementos, fuera del oxígeno, nitrógeno y carbono. Con los metales: potasio, sodio, cobre, zinc, laton, estaño; con fósforo antimonio, arsénico, bismuto se une produciendo luz y calor. Para el platino y oro el cloro es el único disolvente de que nos valemos. El mercurio es atacado por el cloro á la temperatura ordinaria, asi es que no puede recogerse sobre este líquido.

Tambien ataca fuertemente las sustancias compuestas: en general acciona reemplazando, merced á su carácter ácido, los elementos ménos ácidos, así obra con óxidos y sulfidos desalojando oxígeno y azufre.



Notable es su reaccion con el hidrógeno (2) ya sea que lo encuentre libre ó bien que le ataque con otros elementos. Para verificar su union con el hidrógeno libre, basta acercar á la mezcla de ambos gases una bujía encendida ó esponerla á los rayos directos del sol, á la luz eléctrica ó la del magnesio, ó tambien á la luz que da la mezcla de sulfido de carbono y óxido de nitrógeno (N_2O_2) encendida. En todos estos casos sigue inmediatamente la reaccion con una fuerte esplosion, rompiendo los frascos y esparciendo los trozos á lo léjos. Cuando se quiere hacer la esperiencia del influjo de la luz, se pone un frasco (3) cubierto con paño en el sol y luego se le quita la cubierta de léjos por medio de un cordon, ó se proyecta un frasco lleno de la mezcla por la ventana del cuarto, mientras que está el sol al alto y claro cielo; tambien pueden dirigirse los rayos solares de léjos con un espejo hácia el frasco puesto antes á la sombra. La es-

(1) Asi se hace la reaccion solo con los óxidos metales de los últimos grupos [pág. 37] ó con los óxidos alcalinos y tierraalcalinos en temperatura elevada. Mas cuando obra el cloro con los hidróxidos alcalinos y tierraalcalinos disueltos en agua, el primer estadio es conforme á la reaccion puesta arriba, pero luego oxida el oxígeno una parte de los cloridos formados produciendo cloritos ó cloratos. $2\text{KHO}, \text{Cl}_2 = \text{KCl}, \text{KClO}, \text{H}_2\text{O}$ ó $6\text{KHO}, 3\text{Cl}_2 = 5\text{KCl}, \text{KClO}_3, 3\text{H}_2\text{O}$.

(2) Siempre espondremos, al señalar las reacciones de un cuerpo, solo sumariamente aquellas que se verifican con los cuerpos aun no esplicados, y luego con mas estension las que él mismo da con las sustancias ya ántes estudiadas.

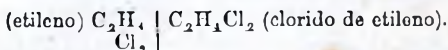
[3] Han de tomarse frascos enteramente trasparentes, en frascos verdes no sigue la detonacion.

plosion es la mas fuerte, si se han tomado del hidrógeno y del cloro volúmenes iguales. Bajo la influencia de la luz difusa se pueden mezclar sin ningun peligro ambos gases, porque entónces no se unen momentáneamente sino con mucha lentitud. Mas tambien en la luz difusa y aun en oscuro acontece la detonacion, si el cloro solo ántes era tocado por los rayos solares directos (véase pág. 16). Segun Favre y Silvermann, tal cloro espuesto á los rayos solares desarrolla mas calor uniéndose con hidrógeno, que cloro no insolado. En oscuro no se verifica ninguna combinacion entre ambos elementos.

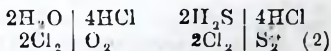
Que el hidrógeno arde introducido en el cloro, y que al revés el cloro arde en el hidrógeno, nos prueban las esperiencias indicadas en las figuras 13 y 14. Pues despues de encender el hidrógeno que sale del tubo de desprendimiento, y despues de bajar la llama en un cilindro lleno de cloro, continúa ardiendo con una llama blanquizca azulina; lo mismo acontece introduciendo un tubo de que se desprende cloro, en un cilindro lleno de hidrógeno y acercando á la boca de dicho tubo un cuerpo encendido (1).

En cuanto al hidrógeno combinado con otros elementos, podemos distinguir cuatro clases de reacciones:

1º Se une directamente con las moléculas hidrogenadas, lo que sucede con muchos de aquellos compuestos orgánicos que están compuestos solo de hidrógeno y carbono, por ejemplo:



2º Saca los átomos de hidrógeno de sus moléculas para formar con ellos ácido clorhídrico; así reacciona con el agua bajo el influjo de la luz, con ácido sulfhídrico y otros compuestos hidrogenados:



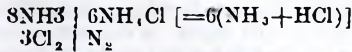
De este influjo viene que el agua clorosa (disolucion de cloro en agua) no se puede conservar por mucho tiempo sino en frascos cubiertos con papel negro ó en frascos de vidrio negro. Tambien se funda en esta reaccion la propiedad curiosa del cloro de causar oxidaciones obrando en contacto con agua sobre sustancias oxidables. (Oxidacion llámase el acto de la combinacion con oxígeno). De tal manera vuelve el aceite de las almendras amargas en ácido benzoico (cf. pág. 96) y el hidróxido de hierro se cambia en ácido férrico.

(1) Estos dos experimentos nos enseñan, primero, que la reaccion se hace solo en contacto de ambos gases, segundo, nos deja ver que la expresion "este cuerpo gaseoso arde en aquel gas" es correlativa. Arde pues el hidrógeno en el cloro y el cloro en el hidrógeno, asimismo arde el hidrógeno con oxígeno y el oxígeno en el hidrógeno. Tambien aprendemos que no es exacta la expresion: "el hidrógeno es un combustible y puede arder, mas no puede mantener la combustion de otros combustibles", la que se encuentra comunmente en los libros. Pues puede mantener la combustion del oxígeno, que es igualmente un combustible como el hidrógeno, porque arde en el hidrógeno; puede mantener la combustion del cloro, bromo y de otros gases.

(2) Esta reaccion se utiliza para purificar el aire, cuando está infectado por el ácido sulfhídrico.

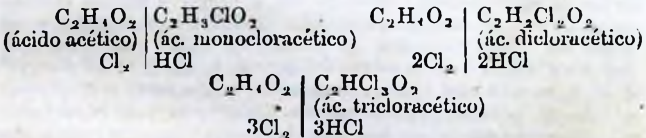
Ademas, á esta reaccion entre cloro y agua es debido el poder fuerte de este gas de blanquear las sustancias colorantes orgánicas en los mas de los casos: pues produce una oxidacion de tales sustancias y con ella destruye su color.

A la segunda especie de influjo pertenece tambien la reaccion del cloro con el amoniaco. Saca el cloro los hidrógenos de unas moléculas formando ácido clorhídrico que uniéndose con otras moléculas de amoniaco dan sal amoniaco ó clorido de amonio:

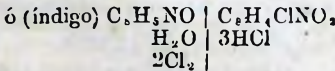
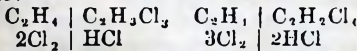


Si se pone en un frasco lleno de cloro un tubo delgado por el cual se desprende amoniaco, este se inflama espontáneamente y se producen nitrógeno y vapores blancos de sal amoniaco. Puede hacerse la reaccion tambien de este modo: échase una disolucion acuosa de amoniaco en un tubo lleno en sus nueve décimas partes de otra de cloro, tapando despues el tubo é invirtiéndole en un vaso lleno de agua. El amoniaco, como mas ligero, se mezcla con el cloro y da origen á burbujitas de nitrógeno, que van poco á poco hasta el vértice del tubo.

3° Reemplazan unos átomos de cloro á otros tantos del hidrógeno que se unen con aquellos de cloro que estaban unidos con los que han sustituido al hidrógeno.



4° Juntamente influye el cloro sustituyéndose al hidrógeno y añadiéndose al compuesto hidrogenado; ó al mismo tiempo unos átomos de cloro se sustituyen á los de hidrógeno y otros obran oxidando merced al agua presente. Por ejemplo:



4° PROPIEDADES FISIOLÓGICAS: El cloro tiene olor fuerte, irritante y muy pronunciado á la vez, que permite facilmente reconocerlo.—Su afinidad tan enérgica con el hidrógeno, nos deja comprender los influjos dañosos que produce en todo el organismo vivo. Pues siendo todas las sustancias del organismo compuestos hidrogenados, los ataca todas y los transforma segun una de las reacciones señaladas arriba, y obra como un veneno. La inhalacion de cloro puro sigue pronto la muerte de hombres y animales, ya sucedió que una inhalacion única de cloro puro mató. Inhalado con aire produce generalmente enfermedades solo pasajeras é irrita mucho los órganos de respiracion. Muy diui-

do aumenta la secrecion de las pieles mucosas bronquiales, mas concentrado provoca tos, espasmos de la glotis, dificultad de respiracion, dolor de pecho, inflamacion de los pulmones, esputos de sangre. Influyendo por tiempo prolongado desde la piel y de los pulmones al interior del organismo, pasa en la sangre en estado no libre sino de combinacion con otros elementos (K, Na), la digestion se estorba, las sustancias grasas se disminuyen, el cuerpo se enflaquece (como se lo observa en los obreros y los animales en las fábricas de "cloruro de cal") la sangre se oscurece. Claro es, que no solo segun la concentracion sino tambien segun la duracion de la inhalacion y segun la disposicion del individuo, dichos fenómenos serán mas ó menos graves. Sin embargo, segun que se observó en las fábricas, en que se desprende mucho cloro, parece que los órganos de respiracion pueden acostumbrarse poco á poco al influjo débil del cloro.

Contravenenos contra el cloro son: ácido sulfúrico, éter sulfúrico, alcohol, inhalacion de vapores de agua que contiene poco de amoniaco y éter sulfúrico, el echar de un cigarro.

5° ESTADO NATURAL. En forma de elemento simple no se encuentra el cloro en la naturaleza; tambien tal existencia no es posible para él, tampoco que para el flúor, merced á su afinidad notable y universal. Mas, combinado con otros elementos se halla frecuentemente y á veces en masas muy estensas. Así las cantidades de sodio solido y disuelto son enormes y hállase el cloro en tal forma en toda parte de la superficie terrestre sólida y en todas las aguas naturales. El clorido de sodio solido se llama "*sal gema*" cuando se le estrae del seno de la tierra y "*sal marina*" si se le saca de las aguas del mar, las cuales contienen ademas clorido de potasio y de magnesio. Finalmente toda la sal natural, si esceptuamos aquellas cantidades relativamente cortas, que son sublimadas de las bocas volcánicas (1), se derivan de las aguas marinas. El cloro es tambien un componente de muchos otros minerales principalmente metálicos; con mas frecuencia le hallamos unido con plata, plomo, mercurio cobre. Los mas importantes de estos minerales son: plata cornea (AgCl), cotunita (PbCl_2), matloquita ($\text{PbCl}_2 + \text{PbO}$), mendipita ($\text{PbCl}_2 + 2\text{PbO}$), plomo corneo ($\text{PbCl}_2 + \text{PbCO}_3$), atacamita ($\text{CuCl}_2 + 3\text{CuO}_2\text{H}_2$), clorido de mercurio (Hg_2Cl_2), noseana, sodalita, espato de porcelana, apatita [$3(\text{Ca}_3\text{P}_2\text{O}_8) + \text{Ca} \left\{ \begin{matrix} \text{Cl}^2 \\ \text{Fl}_2 \end{matrix} \right\}$] y otros.

Fundándonos en las análisis hoy tan aumentadas de las sustancias naturales podemos afirmar que no hay ni piedra, ni agua en que no se encuentre cloro.

Asimismo lo vemos universalmente propagado en el reino orgánico: en cada planta, en cada animal se encuentran compuestos de cloro. En el organismo animal especialmente está unido con sodio, potasio é hidrógeno. (2) Esta frecuencia del cloro en la naturaleza nos indica, que á este elemento se deben funciones

(1) La sal volcánica se diferencia de la marina por su contenido de clorido de potasio que á menudo predomina ántes del clorido sódico.

(2) El clorido de amonio se comprobó con certeza solamente en el jugo de estómago de perros y de ovejas.

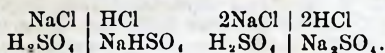
universales é importantes. Y así es en verdad, le convienen tales en el reino vegetal y animal. Con las enfermedades se aumentan y se disminuyen las cantidades de los cloridos gastados en los procedimientos vitales, é indicándose dicho aumento ó disminución por las cantidades de cloridos en la orina puede el médico segun esto diagnosticar el curso de enfermedades. De investigaciones fisiológicas sobre los vegetales resulta que compuestos de cloro son indispensables para la evolucion normal á lo ménos de ciertas plantas. El influye principalmente en el desarrollo, la translocacion y transformacion del almidon.

6º APLICACION: El cloro servia ántes mucho á la desinfeccion y al blanqueo de telus, ropas y de los trapos que se emplean para formar la pasta de papel. Mas en el dia esta su aplicacion está reemplazada por la accion del hipoclorito de calcio no ménos eficaz, pero ménos perjudiciosa á la salud de los obreros y á la integridad de las cosas que se han de blanquear, como lo espondremos mas adelante en su lugar correspondiente. El agua clorosa se usa en la medicina y en el arte veterinaria: por aquella se la daba á menudo interiormente contra la diarrea, disenteria, tifo, cólera, y esteriormente se aplicó en los casos de ulceraciones, de cáncer, de mordeduras de serpientes y víboras, de perros hidrófobos; en esta se emplea interior y esteriormente contra enfermedad de las uñas, de la angina, de la inflamacion de la melza.

• Acido clorhídrico. HCl.

Syn: Acido muriático, ácido marino, espíritu de sal; Chlorwassertoff, Salzsäure; spirit of salt, chlorhydric acid; acide marin, acide muriatique, acide chlorhydrique.

1º PREPARACION: Hemos visto que el ácido clorhídrico se produce por la accion directa del cloro con el hidrógeno (pág 63). Se le prepara tratando la sal comun por el ácido sulfúrico; se forma ácido clorhídrico y sulfato ácido ó neutral segun las circunstancias. Neutral será el sulfato que resulta solo en dos casos, á saber: 1º cuando el residuo de la preparacion se caldea hasta al rojo, ó 2º cuando la sal comun se disuelve ántes en agua. Pues bien, escluyendo la primera circunstancia el empleo de retortas de vidrio, y poniéndose por la segunda la preparacion muy molesta, nunca se obra de estas dos maneras. Ambas reacciones se espresan así:



El aparato que sirve para esta preparacion consiste en un balon de vidrio (fig. 10) [1] en el cual se pone el clorido de sodio fundido en fragmentos gruesos (8½ part.) con el ácido sulfúrico (14 part. diluidas con 3½ part. de agua). Si se emplea la sal en

[1] Cuando se toma en vez de un balon ó matraz una retorta tubulada, ella ha de ponerse así que su cuello ascienda, para que los vapores de agua condensados puedan volver á la panza de la retorta.

crystalitos, hay precision de agregar el ácido sulfúrico poco á poco para evitar una grande inflacion. Mas valiéndose de pedazos gruesos de ella, que presentan ménos superficie se puede echar de una vez todo el ácido sulfúrico, produciéndose un desprendimiento regular del ácido clorhídrico, el que ya empieza en frio y se le mantiene en seguida con algunos carbonos. El gas que se desprende pasa primero en un frasco lavador, donde abandona el ácido sulfúrico, luego se le seca por ácido sulfúrico ó clorido de calcio; se dirige al fin á una probeta en la cuba de mercurio (1).

La disolucion acuosa del ácido clorhídrico se obtiene echando mano de aparatos de Woulf (fig. 12). El gas al salir del balon pasa en el frasco lavador, que contiene agua ó ácido clorhídrico acuoso diluido, y despues en los frascos de Woulf, los cuales están $\frac{3}{4}$ hasta $\frac{3}{4}$ llenos de agua destilada cuya temperatura no debe bajar mas que $+11^{\circ}$. Los tubos que conducen el gas no han de sumergirse en el agua sino muy poco, porque siendo la disolucion mas densa que el agua cae al fondo del agua segun se puede reconocer facilmente por las estrias que forma, descendiendo el líquido saturado. Tambien se evita así la presion notable que se opondria al fácil desprendimiento del gas, bajando los tubos hasta el fondo. Durante esta operacion se calienta y aumenta en volúmen el agua de los frascos; con fin de disminuir este efecto se los ponen en una cuba llena de agua fria. Para obtener una disolucion concentrada, se da en los frascos de Woulf una cantidad de agua igual al peso de clorido de sodio empleado, obteniendo así una solucion cuyo peso específico es, poco mas ó ménos, 1,164. Para muchas aplicaciones basta un ácido del peso esp. 1,12—1,13, por consiguiente para todas estas, el ácido obtenido se diluye con 28 por ciento de agua, lo que dará una disolucion del peso 1,124.

Siendo el ácido clorhídrico comercial tan barato en Europa,

(1) En todo caso en que se recoge un gas sobre mercurio, la parte ascendiente del tubo de seguridad, puesto en el tapon del vaso de desprendimiento, ha de ser mucho mas largo, que en caso de recogimiento sobre agua, por ser mucho mas grande la presion del mercurio que se opone á la salida libre del gas.

Las impurezas que puede contener el ácido clorhídrico son semejantes á las que se adjuntan al hidrógeno ó al cloro, pues se derivan principalmente del ácido sulfúrico. El arsénico (H_2AsO_3 y H_2AsO_5) contenido en este ácido se transforma en clorido de arsénico ($AsCl_3$) gaseoso, el ácido nítrico ó nitroso ocasiona la produccion de cloro libre, el ácido sulfuroso destila sin mudarse. Otras impurezas engendra la sal comun que encierra á menudo clorido de hierro (Fe_2Cl_6) y sustancias orgánicas. Aquel siendo volátil en temperatura subida, puede pasar hácia al fin de la operacion á los recipientes; estas causan la produccion de anhídrido del ácido sulfuroso. La impureza mas perjudicosa es sin duda el clorido de arsénico. Para evitarla se caldea antes el ácido sulfúrico que se quiere emplear, con poco de papel de filtro para transformar todo arsénico en ácido arsenicoso; al mismo tiempo se destruyen los ácidos de nitrógeno. Luego se añade poco de ácido clorhídrico puro ó de clorido de sodio y se calienta de nuevo; así se formará clorido de arsénico, que se volatiliza muy pronto y completamente.

allí se prepara en los laboratorios purificando el ácido comercial. Con el objeto de reconocer las impurezas del ácido, se le sujeta á las siguientes esperiencias. Despues de diluirlo con agua, se lo agrega clorido de bario; si se forma un precipitado blanco insoluble en ácidos, contiene ácido sulfúrico ó sulfatos solubles. Cuando se pone azul el engrudo de almidon mezclado con una disolucion de iodido de potasio, hay cloro libre. A otra porcion se echa una solucion de subclorido de estaño y se cubre el tubo de ensayo con papel de filtro mojado con acetato de plomo; el ennegrecer de este indicaria la presencia de ácido sulfuroso, transformado por el subclorido de estaño en ácido sulfhídrico (1). Despues de saturar el ácido diluido con ácido sulfhídrico, no debe formarse un precipitado amarillo, lo que señalaria la presencia de arsénico (2). Una disolucion de ácido clorhídrico amarilla, debe su color, ó al sesquiclorido de hierro ó á sustancias orgánicas. Con el fin de ver de cuál de ambas sustancias provenga tal coloracion, se añade al ácido sulfocianido ó ferrocianido de potasio; cuando hay sesquiclorido de hierro, el primer reactivo causa coloracion roja, el otro precipitacion azul. Rara vez se halla tambien plomo y selenio en el ácido clorhídrico del comercio; este se manifiesta por el color rojo del ácido, aquel se reconoce por el precipitado pardusco, que da despues de algun tiempo el ácido sulfhídrico.

Aunque contenga un ácido del comercio todas las impurezas que acabamos de señalar, sinembargo se saca de él facilmente un ácido puro, obrando de la manera siguiente. El selenio se deposita por sí mismo con el tiempo completamente, formando un precipitado rojo que es ácido selenioso anhídrico y se separa por filtracion. Destilando despues el ácido clorhídrico, al cual se ha puesto un poco de clorido de sodio, cámbiase el recipiente si ha pasado $\frac{1}{2}$ parte del ácido. Pues esta primera porcion contiene todas las impurezas volátiles del ácido y se la guarda para aquellos usos que no requieren un ácido puro. Continuando la destilacion, sigue pasando un ácido puro hasta que casi todo el contenido de la retorta se ha volatilizado. Como hácia el fin de la destilacion el clorido de hierro facilmente se adjunta al ácido que va destilando, debe acabarse la operacion cuando haya todavía una parte notable de líquido en la retorta, y ántes que tome el destilado un color amarillento. El residuo en la retorta contiene entónces todo el plomo, hierro, las sustancias orgánicas, así como el ácido sulfúrico unido al sodio del clorido agregado al principio; siendo ademas muy diluido, ya no tendrá mucho valor. El arsénico se quita lo mejor digiriendo el ácido en calor muy

(1) Cloro libre y ácido sulfuroso se excluyen mutuamente, no pudiendo existir en contacto sin descomponerse. $\text{SO}_2, \text{Cl}_2, 2\text{H}_2\text{O} = \text{H}_2\text{SO}_4, 2\text{HCl}$.

(2) En caso de presencia simultánea de cloro ó de ácido sulfuroso, la prueba indicada no permitiria averiguar con certeza el arsénico, formándose entónces tambien por descomposicion del ácido sulfhídrico un precipitado amarillento de azufre. En tal caso ha de descubrirse el arsénico por medio de la prueba de Marsh, la que espondremos en otro lugar.

débil (1) con una cantidad de mercurio igual á $\frac{1}{4}$ de su peso. Despues de digerir por unos dias, mezclando de cuando en cuando ambos líquidos, se toma un poquito del ácido y se le satura con ácido sulfhídrico. Si se forma precipitado amarillo ha de continuar la digestion con el mercurio, por estar no separado todavía todo el arsénico; mas no verificándose precipitacion amarilla, sino un enturbiamiento negro, se filtra el ácido por un filtro fuerte y se destila en seguida el filtrado. Fúndase esta purificacion en la propiedad del mercurio de quitar al clorido de arsénico una parte del cloro transformándose en clorido de mercurio, y precipitando todo el arsénico en forma de un polvo pardo (subclorido de arsénico). El clorido de mercurio soluble luego es cambiado por otra parte de mercurio en subclorido insoluble. Mas no siendo la última transformacion nunca completa, y quedando disuelto por tanto siempre algo de mercurio, se debe quitarlo destilando el ácido filtrado (2).

Puede prepararse el ácido clorhídrico tambien caldeando una mezcla de clorido de magnesio ó de clorido de aluminio con arena y agua.

2^o PROPIEDADES FÍSICAS. El ácido clorhídrico es un gas incoloro. Su peso molecular es 36,5, su peso específico 18,35. Se liquida á -80° bajo la presion atmosférica ordinaria, ó á 0° bajo la de 40 atmósferas. No se le ha solidificado todavía, ni aun en una mezcla de ácido carbónico anhídrico sólido, subóxido de nitrógeno y éter sulfúrico.

Absorcion y disolucion. El agua absorbe á $15^{\circ}45'$ veces su volumen de gas ácido clorhídrico, á $0^{\circ}500$ volúmenes. Tanta es la avidéz del gas á disolverse en agua, que cuando es puro, es instantánea su absorcion. Para practicar el experimento se llena un frasco con ácido clorhídrico gaseoso en la cuba de mercurio, y se le tapa con un tapon de caucho atravesado por un tubo de vidrio afilado y cerrado en su parte inferior, el cual si se rompe bajo el agua, así como lo indica la fig. 15, se ve precipitarse el líquido en el frasco, formando un penacho, y llenarle en algunos instantes. El ascenso de agua es mucho ménos rápido estando mezclado el gas con un poco de aire. Un trozo de hielo introducido en una campana llena de ácido clorhídrico sobre la cuba de mercurio, se funde inmediatamente absorbiendo el gas. En la tendencia suma del ácido á la union con agua, se funda tambien su propiedad de esparcir vapores densos en contacto con el aire.

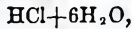
El agua disolviendo el gas aumenta en peso específico y puede juzgarse exactamente del contenido de gas por el peso específico de la solucion, el que indica el areómetro. Ure y Davy han compuesto tablas que señalan para cada peso específico el contenido de gas espresado en razon procéntica á 15° . He aquí la de Davy

[1] Tambien en frio quitase todo el arsénico por medio del mercurio, mas no completamente sino despues de mucho tiempo.

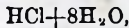
[2] En vez de mercurio se puede emplear tambien cobre para esta purificacion, obrando del mismo modo. El mercurio que servia á la purificacion, se obtiene de nuevo enteramente puro lavándolo con agua, sacando y filtrándolo, y puede emplearse para cualquier otra preparacion.

corresponde el peso esp:	1,21 á 42,43	p. ciento de HCl, el de	1,12 á 24,24	per ciento.
"	"	"	1,11	27,22
"	"	"	1,10	20,27
"	"	"	1,09	18,18
"	"	"	1,08	16,16
"	"	"	1,07	14,14
"	"	"	1,15	30,30
"	"	"	1,14	28,28
"	"	"	1,13	26,26

El ácido clorhídrico disuelto en agua forma dos combinaciones moleculares con ella, las que se llaman "hidratos," y cuya naturaleza explicaremos tratando del agua. Y cuando el ácido concentrado se espone al aire, estiendo espesos vapores, dejando una parte de su gas hasta que su densidad importa 1,12. Correspondiendo entonces su composición precisamente á la fórmula:



esta se considera como la de un hidrato del ácido clorhídrico. Caldeando la disolución concentrada en una retorta, y observando las temperaturas por medio de un termómetro fijo en la tubuladura, de modo que sumerja su parte inferior en el ácido, se advierte que al principio se desprende ácido clorhídrico húmedo; llegando la densidad á 1,145 y la temperatura á 100° sale con el gas tanto vapor de agua, que en el recipiente, bien refrigerado se condensa un líquido del peso específico 1,19. Desde este punto van aumentándose los vapores de agua considerablemente, y el ácido cuya densidad se disminuye á 1,104 comienza destilar á 111°. Manteniéndose ahora la temperatura constante á pesar de la continua calefacción, pasa un ácido de la constante composición:

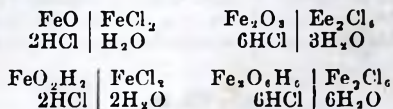


la que se dice el segundo hidrato del ácido clorhídrico. Asimismo, cuando se calienta un ácido mas diluido de aquel cuyo peso específico es 1,104, al principio pasan muchos vapores de agua con poco de ácido clorhídrico, y concentrándose así el líquido á la densidad de 1,104, á 111° destila también un ácido de la concentración del segundo hidrato.

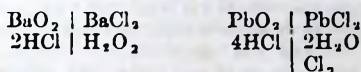
Que estos hidratos no representen combinaciones químicas, se deduce fácilmente de la sola circunstancia de que varían ambas concentraciones, á las cuales llega el ácido, ora por evaporación espontánea, ora por el influjo del calor, con diferentes presiones atmosféricas. Las concentraciones de la composición de los hidratos señalados, se obtienen solamente bajo la presión atmosférica normal (760^{mm}).

3° PROPIEDADES QUÍMICAS. No pudiendo neutralizarse bien el carácter tan ácido del cloro en unión con hidrógeno muy poco básico, la combinación de ambos elementos queda todavía ácida, y aun es además un ácido fuerte en sentido estricto. Sin embargo, es una combinación estable, que resiste á los agentes físicos. El calor no la descompone, y chispas eléctricas aun por mucho tiempo que pasan por el gas, no separan sino una cantidad muy corta de cloro ó hidrógeno. Mas la disolución acuosa del peso esp.

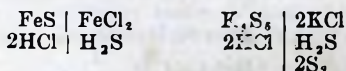
1,118 se electroliza con facilidad. Sobre los elementos electronegativos tiene poca acción, mas una mezcla de él y oxígeno ó aire, pasando por un tubo de porcelana lleno de fragmentos de la misma materia y candente, da cloro y agua. Casi con todos los metales forma directamente cloridos desprendiéndose el hidrógeno; con los metales alcalinos y tierraalcalinos (es decir, los metales de los primeros dos grupos electropositivos pág. 50 y 36), así como con el magnesio, aluminio, hierro y zinc, la acción se produce ya en frío (1). Obrando el ácido clorhídrico sobre los óxidos é hidróxidos metálicos forma cloridos, cuya fórmula corresponde á la de los óxidos, al mismo tiempo se produce agua.



Con los peróxidos de los metales alcalinos y tierraalcalinos da cloridos y peróxido de hidrógeno, mientras con los demas produce cloridos, agua y cloro libre.



Actuando con los sulfidos metálicos produce un clorido y ácido sulfhídrico, por su acción sobre los polisulfidos, nunca resulta cloro libre, sino azufre.



Los bromidos y iodidos se transforman con ácido clorhídrico en cloridos, produciéndose juntamente ácido bromhídrico ó iodhídrico:



En cuanto á las demas sales mencionamos todavía la descomposición de los cromatos, cloratos é hipocloritos, de los mangánatos y permanganatos con desprendimiento de cloro.

4° PROPIEDADES FISIOLÓGICAS. El ácido clorhídrico tiene olor picante; muy diluido produce en la lengua el sentimiento de sabor ácido, mas concentrado pica fuertemente. El ácido concentrado, principalmente el ácido comercial, influye como un veneno

[1] Según Gore, el ácido *liquidaço* no ataca el magnesio, zinc, hierro, calcio, ni tampoco los sulfidos metálicos, ni algunos carbonatos, siendo atacados el potasio, sodio, plomo sin desprendimiento de hidrógeno [?].—Generalmente se señala el influjo del ácido clorhídrico acuoso con los metales como disolución, se dice, por ejemplo, el ácido clorhídrico disuelve el hierro. Muy claro es que aquí no se trata de una simple disolución, sino de una reacción química que produce compuestos metálicos solubles. Lo mismo ha de decirse también del influjo de los demas ácidos.

fuerte si se introduce de él la cantidad de 20-25 gramos en los canales de digestión. Sin embargo no es tan corrosivo como el ácido sulfúrico concentrado. Produce inflamación del estómago y de las fauces. Mientras que no tenemos medios para comprobar químicamente el envenenamiento por cloro, podemos en ciertos casos hacer constar el envenenamiento por el ácido clorhídrico. Pues analizando el contenido del estómago y las materias vomitadas, se descubre fácilmente si en estas hay cantidades de ácido clorhídrico mucho más considerables del ordinario y normal, y podemos por consiguiente concluir en muchos casos con certeza al envenenamiento.

5º ESTADO EN LA NATURALEZA. El ácido clorhídrico gaseoso se desprende de los volcanes; así es que se halla en las aguas de todas las fuentes que descienden de las montañas volcánicas. El río Vinagre que baja del volcán Purau de la cordillera de los Andes en la América meridional, contiene 0,0001 á 0,0002 de dicho ácido, al mismo tiempo que ácido sulfúrico. El agua de una fuente rica que viene del volcán Ruiz en el páramo del mismo nombre, en las cordilleras centrales, tiene una cantidad casi igual de ácido clorhídrico libre. Sin duda el ácido clorhídrico se produce en los volcanes por el influjo de los vapores de agua en los cloruros metálicos. Además se encuentra el ácido clorhídrico en el jugo gástrico de los hombres y de los animales: en el del hombre importa, según Schmidt, 0,2 por mil, en el del perro 2,3, en el de la oveja 1,23 por mil; varía sin embargo su cantidad con los alimentos y con las diferentes disposiciones del organismo. El nace en el organismo mismo por la descomposición del cloruro de sodio y veremos en la química fisiológica su importancia para el procedimiento de la digestión.

6º APLICACION. El ácido clorhídrico halla aplicaciones numerosas é importantes. Sirve pues no solo en la química analítica como reactivo para la plata, el plomo y los subcompuestos [1] del mercurio, para la descomposición de los carbonatos, sulfidos &c, sino mucho más en la industria para la preparación del cloro y de los hipocloritos, para la del cloruro de amonio, de estaño, zinc &c, para la sacarificación del maíz y de la leña con objeto de la producción de alcohol, para la extracción de la gelatina de los huesos, para el ablandamiento del marfil y de diferentes instrumentos quirúrgicos y para muchos otros fines.

ARTICULO III.

Bromo, ácido bromhídrico, cloruro de bromo.

Bromo Br.

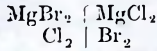
Sin. Brom, bromine, brome.

1º PREPARACION. El mar es una fuente abundante y sin duda la única de todo el bromo que se prepara en la industria y en los

[1] Estos son aquellos compuestos mercurícos que se derivan del subóxido [Hg₂O].

laboratorios químicos, pues el material de que se saca el bromo ó son las aguas madres de las ciénegas saladas, ó las aguas madres de las salinas continentales ó finalmente las cenizas de varec.

Las aguas madres de los pantanos salados y de las salinas, dessembradas ántes de sus cloridos y sulfatos cuanto mas fuere posible por medio de evaporacion y cristalización (1), se destilan con una mezcla de peróxido de manganeso y de ácido clorhídrico. Así el cloro desprendido, (pág. 62) desaloja el bromo del bromido de magnesio.



Empleando en vez de la mezcla de ácido clorhídrico y peróxido de manganeso una del mismo peróxido y de ácido sulfúrico se aisla todo el bromo por una reaccion que corresponde exactamente á la del aislamiento de cloro (pág. 61).

Las aguas madres de las cenizas de varec (es decir, de ciertas plantas y animales marinos, fucus y varecs, esponjas é hígado de los bacalacs &c.) de las cuales se separaron ya los sulfatos y cloridos, sirven á la vez para la preparacion del iodo y la del bromo, conteniendo ellas por comun 1 por ciento de bromo y 8 de iodo. Se comienza con la precipitacion de todo el iodo por una corriente de cloro, teniendo la precaucion de interrumpir la introduccion de cloro cuando una prueba del líquido filtrado ya no da mas precipitado con cloro y tampoco con iodido de potasio. Filtrase ahora la disolucion y se la destila con ácido sulfúrico y peróxido de manganeso. cuyas cantidades se han de determinar ántes por un ensayo previo.

Los vapores de bromo, que se destila segun uno de los procedimientos indicados, son dirigidos en recipientes bajo *agma*. Luego el bromo se separa del agua y se le rectifica sobre clorido de calcio. Es casi inevitable que en estas preparaciones no se transforme una parte del bromo en clorido de bromo. Tal se hallará siempre disuelto en el agua que se separó del bromo destilado. Neutralizando el agua con hidróxido de bario y evaporando todo hasta la sequedad, se obtiene una masa que contiene el bromo en forma de bromido y bromato de bario juntamente con clorido de bario. Para transformar tambien el bromato en bromido se calcina la masa y separa en seguida por alcohol concentrado el bromido del clorido de bario; pues solo el bromido es soluble en este disolvente. Finalmente se saca del bromido de bario el bromo, segun el método ordinario por medio de ácido sulfúrico

(1) A veces se añade á las aguas madres ácido sulfúrico ántes de concentrarlas, cuidando que su temperatura durante la evaporacion no suba mas que á 125°, para transformar los cloridos con desprendimiento de ácido clorhídrico en sulfatos mas cristalizables, sin que se pierda algo de bromo. Temiendo una pérdida de bromo causada por la fácil descomposicion del bromido de magnesio mientras la evaporacion, ántes se le transformó á veces en bromido de calcio por leche de cal y se separó el hidróxido de magnesio precipitado por filtracion de la disolucion, la que se trata en seguida como se lo espone arriba.

y peróxido de manganeso (1).

2° PROPIEDADES FÍSICAS. El bromo es un líquido de color rojo oscuro hasta negrusco, si se le ve por luz incidente; de color rojo de jacinto, visto por luz transmitida. En masa grande pierde su transparencia para la luz difusa ó para la de una vela. Los vapores tienen un color que está entre rojo, pardo y amarillo. Su peso atómico es 80 (mas exactamente segun Stas 79,95), el peso específico de sus vapores 80, el del líquido 3,187 á 0° y 3,25 en la temperatura de su fusion. Congélase entre $-7,5^{\circ}$ y -8° formando laminillas cristalinas semejantes al iodo, sin embargo no tan oscuras. Hierve á 63° ($759,7^{\text{mm}}$) y siendo su tension de vapor considerable, ya en temperatura ordinaria se volatiliza con suma facilidad: pocas gotas de bromo puestas en un balon lleno de aire, le llenan muy pronto con vapores densos parduscos. No conduce la electricidad.

Disolucion. El agua puede disolver 3,6 por ciento segun el peso de bromo á 5° , 3,33 p. c. á 10° , 3,20 á 20° , mucho mas disuelven el éter sulfúrico, el sulfido de carbono, el cloroformo, la disolucion acuosa de bromido potásico. Forma el bromo con agua un hidrato: $\text{Br}_2 + 10\text{H}_2\text{O}$, el que se obtiene en octaedros regulares, rojos de jacinto, esponiendo una mezcla de mucho bromo con un poco de agua á la temperatura de 0° , y en forma de masas foliadas, cuando se pasan á 4° vapores de bromo por tubos de vidrio humedecidos con agua.

3° PROPIEDADES QUÍMICAS. El bromo es muy ácido y por lo comun monatómico, sin embargo no faltan los casos en los cuales obra como triatómico y pentatómico. En cuanto á su influjo sobre otras sustancias, él es en general análogo al del cloro, solo ménos fuerte y enérgico. No se une directamente con el oxígeno, sin embargo puede formar indirectamente diferentes compuestos oxigenados, y es su afinidad hácia este elemento mas grande que la del cloro. Con los elementos mas básicos produce facilmente bromidos, desarrollando á menudo luz y calor: así se encienden en vapor de bromo el potasio, sodio, arsénico, antimonio, fósforo &c. Obra como el cloro sobre los óxidos, hidróxidos, peróxidos y sulfidos. De los iodidos desaloja el iodo.

Lo propio sucede en cuanto al hidrógeno. Pues el bromo ó hidrógeno no se combinan directamente á la temperatura ordinaria aun bajo la influencia de la luz solar directa, y sí con detonacion á una mas elevada, ó bajo el influjo de chispas eléctricas. Del mismo modo como hicimos arder el hidrógeno en cloro, y el cloro en hidrógeno (pág. 64), así podemos tambien verificar la combustion del bromo en hidrógeno ó la del hidrógeno en bromo. Compuestos hidrogenados son atacados por el bromo como por el cloro. Destruye las materias colorantes, corroe la madera, el corcho tiñéndoles de amarillo. Característica para él es la coloracion intensa que provoca en el almidon.

4° PROPIEDADES FISIOLÓGICAS. El bromo tiene olor muy picante y desagradable, semejante al del cloro, su sabor es agrio, ar-

(1) Dicho método sirve tambien mucho para sacar del bromo comercial el cloro.

diente y astringente. Es un veneno. Sin embargo parece que produce ménos daño cuando se le inhala mezclado con mucho aire. Cantidades mas considerables de vapor de bromo pueden causar opresion de pecho, tos, vértigo, desangramiento por las narices, secrecion aumentada por las membranas mucosas, dolores de cabeza. Estos accidentes generalmente no duran mas que 6 horas. Los contravenenos son aquellos mismos que hemos indicado contra el cloro (pág. 66) esceptuando solo el ácido sulfhídrico. Aplicado exteriormente mancha el bromo la piel en amarillo.

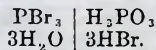
5° ESTADO NATURAL. No se halla bromo libre. En combinacion con metales constituye algunos minerales: [bromargirita (AgBr), embolita (2AgBr+3AgCl), mégabromita (5AgBr+4AgCl), microbromita (AgBr+3AgCl)] que se hallaron en las minas de Chile, Méjico, Honduras y en Huelgoeth en la Bretaña. Tambien todo el salitre de Chile contiene bromo. La sal gema de muchas regiones (principalmente la de Stassfurt en Borussia) encierra cantidades notables de bromo (MgBr₂). Se halla casi en todas las aguas saladas, en el agua del mar importa 0,04 por ciento. Muy rico en bromo es el agua del mar muerto, pues contiene segun diferentes analíticos 0,3-0,4 por ciento de bromido de magnesio y 0,037 por ciento de bromido de potasio. Todos los vegetales y animales marinos contienen bromo, por ejemplo, el *Fucus vesiculosus* 0,682 por ciento, algunas especies de *Rhizostoma* y *Cyana*, *Asterias rubens*, *Crognon vulgare*, *Mytilus edulis*, *Pleuronectes Flesus* tienen mas de bromo que de iodo. Tambien en muchos carbones de piedra se comprobó la presencia de bromo, así como en los productos sacados de ellas. Segun Grauge se hallan rastros de él en la orina del hombre.

6° APLICACION. Hasta hoy dia el bromo no halló una aplicacion estensa. Se emplea en fotografía junto con el iodo. En medicina se propuso la aplicacion de bromo libre disuelto en agua en caso de angina membranosa y de crup; segun Alvaro Reynoso y otros, seria un antídoto contra el curare, estriquina, morfina.

Acido bromhídrico HBr.

Sin Bromwasserstoff, bromhydric acid, acide bromhydrique.

1° PREPARACION. Descomponiéndose el ácido bromhídrico en contacto con ácido sulfúrico concentrado, no puede prepararse por la reaccion análoga á la por que se obtiene el ácido clorhídrico (pág. 67). Se le prepara comunemente por la descomposicion del bromido de fósforo al contacto de agua, formándose ácido fosforoso y ácido bromhídrico.



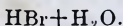
La reaccion se hace introduciendo en una retorta (fig. 16) fósforo rojo (amorfo), una pequenísimas cantidad de agua y bromo. Calentando ligeramente se produce bromido de fósforo que

descomponiéndose segun se origina, da ácido bromhídrico que se puede recoger en un frasco bien seco. El uso de fósforo rojo facilita esta reaccion que con el fósforo comun requerira grandes precauciones. Método cómodo es tambien el de caldear bromo con sulfito de sodio húmedo (1).

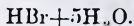
La disolucion acuosa del ácido bromhídrico se obtiene introduciendo ácido gaseoso en agua (2). Mas bien se la prepara por el influjo del ácido sulfhídrico con bromo ó con bromido de plata. Puez haciendolo llegar una corriente de este gas en una disolucion de bromo en agua, prodúcese ácido bromhídrico con depósito de azufre; si predomina el ácido sulfhídrico se añade de cuando en cuando otro poquito de bromo, al fin se separa el azufre de la disolucion por filtracion.—Un ácido enteramente puro da el bromido de plata. Se pasa la corriente de ácido sulfhídrico en agua en la cual se ha puesto dicho bromido, esto se transforma en sulfido de plata uniéndose el bromo con hidrógeno, conclúyese la operacion quitando el ácido sulfhídrico sobrante por medio de poco bromido de plata y decantando ó filtrando la disolucion.

2º PROPIEDADES FÍSICAS. El ácido bromhídrico es un gas incoloro, cuya densidad es 40,5, y el peso molecular 81. Se liquida á 69º y se solidifica á -73º formando una masa incolora y transparente.

Absorción y disolucion. El agua absorbe mucho del gas y rápidamente, y humea el ácido gaseoso al contacto del aire como el ácido clorhídrico. La mas concentrada disolucion cuyo peso específico es 1,78 contiene 82,02 por ciento de gas la cual composicion corresponde exactamente á la fórmula:



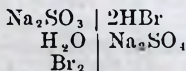
A la temperatura de 125-125,5º (758^{mm}) destila un ácido de composicion constante del peso esp. 1,486 que puede espresarse aproximativamente por



Las disoluciones acuosas de ácido bromhídrico se descomponen con tiempo tomando un color amarillo rojizo que se debe al bromo disuelto.

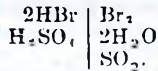
3º PROPIEDADES QUÍMICAS. El ácido bromhídrico no es descompuesto por calor: á lo ménos resiste al de 700º; mas la electricidad le descompone mas facilmente que el ácido clorhídrico. El cloro desaloja de él el bromo formando ácido clorhídrico, y cuando el cloro es sobrante ademas clorido de bromo. Que el hidrógeno en él no está tan fijo como en el ácido clorhídrico se ve tam-

(1) Tómense 6 partes de sulfido de sodio cristalino, 1 parte de agua, 3 de bromo.



(2) Púedese cambiar tambien en este caso el método ántes espuesto, de modo que se ponga en la disolucion acuosa de bromo alternativamente fósforo amorfo y bromo, la reaccion está acabada cuando ha desaparecido el color del bromo. Al fin se destila.

bien en el influjo del ácido sulfúrico concentrado, pues con esto produce anhídrido de ácido sulfuroso, agua y bromo:



Asimismo da con ácido nítrico peróxido de nitrógeno (NO_2), agua y bromo, con ácido bromico agua y bromo (HBrO_3 , $5\text{HBr} = 3\text{Br}_2$, $3\text{H}_2\text{O}$). Con los elementos básicos forma bromidos, desprendiéndose el hidrógeno. El mercurio que no descompone el ácido clorhídrico á 200° , ataca el ácido bromhídrico aunque sí muy despacio en la temperatura ordinaria. Su acción sobre los óxidos, hidróxidos, sulfidos &c. corresponde á la del ácido clorhídrico.

4^o PROPIEDADES FISIOLÓGICAS. El olor de ácido bromhídrico es vivo y picante, su sabor muy ácido. Sobre el organismo del hombre y de los animales acciona del mismo modo que el ácido clorhídrico, pero ménos enérgicamente.

Su uso aun no se introdujo en la industria y las artes. En la naturaleza no se halló jamás hasta el día.

Clorido de bromo.

Sin. Chlorbrom, chlorid of bromine, chloride de brome.

El bromo absorbe una cantidad considerable de cloro produciéndose una combinacion entre ambos elementos, cuya constitucion atomística aun no se conoce. El clorido de bromo es un líquido amarillo rojizo, muy volátil, soluble en agua. E. parece vapores amarillentos rojizos, que atacan fuertemente los ojos provocando lágrimas. Su olor es muy desagradable y penetrante.

Cuando á 0° se introduce cloro en bromo cubierto con una capa de agua, se ven formarse hojitas cristalinas amarillas, las que consideran como el hidrato del clorido de bromo; sin embargo falta todavía su análisis exacta.

Notable es la reaccion del clorido de bromo con óxidos é hidróxidos alcalinos; fórmase bromato y clorido del metal respectivo. Tambien posee poder fuerte de blanquear.

ARTICULO IV.

Iodo, ácido iodhídrico, clorido y bromido de iodo.

- Iodo, I.

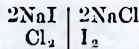
Sin. Jod, iodine, iodr.

1^o PREPARACION. El iodo suele extraerse de las aguas madres de las cenizas de varec (pág. 74) [1] ó de las del nitrato de sodio natural de Chile y Méjico.

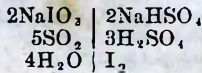
(1) Estas mismas cenizas que se llaman en la Normandía "varec", dicen en Escocia y tambien en Alemania "Kelp".

Las primeras de estas aguas se ponen desde luego en ebullicion con ácido sulfúrico, que transforma en sulfatos todos los sulfidos, sulfitos é hiposulfitos, espulsando el ácido sulfhídrico ó el sulfuroso que reaccionarian en seguida con el cloro (pág. 64 y 66). Despues se diluye el licor con agua y se pasa una corriente de cloro, que se detiene bastante á tiempo para no precipitar mas que el iodo (pág. 74), dejando el bromo en estado de bromido. El iodo precipitado se lava, seca y somete á la destilacion en retortas de barro calentadas en un baño de arena (fig. 17); el iodo en vapor va á condensarse en grandes recipientes tambien de barro, donde se cristaliza.

Desde que Jaquelain halló que los nitratos de sodio naturales de la América del Sur, encierran 1 $\frac{3}{4}$ por ciento de este elemento, mucho iodo se estrae de estos nitratos segun diferentes métodos. Hallando el iodo en ellos bajo doble forma, á saber: en estado de iodido de sodio y de iodato sódico, se introduce en las aguas madres de seguida cloro y anhídrido de ácido sulfuroso; segun la cantidad relativa de ambos compuestos se comienza con el uno ó con el otro. Si sobran los iodatos, lo que es mas frecuente, se precipita primero el iodo del iodido por medio del cloro.



Luego se tratan las aguas con anhídrido de ácido sulfuroso que obra segun se ve en la fórmula que sigue:



De antemano se han de determinar las cantidades de cloro y de ácido sulfuroso anhídrico necesarias para la precipitacion completa del iodo.

Thiercelin, propuso, hace poco tiempo, otro método mas provechoso de beneficiar el iodo. Haciendo pasar ácido nitroso anhídrico (1) por las aguas madres, y añadiendo poco de carbonato de sodio se precipita todo el iodo en una forma, en que se deja secar facilmente, lo que no sucede en el primer método (2).

El iodo obtenido de tal manera es el iodo comercial. Para los usos de laboratorio se ha de purificar. Con este objeto se destila otra vez, y disuélvese el destilado con alcohol, de la disolucion filtrada se precipita por agua iodo puro que se seca.

2º PROPIEDADES FÍSICAS. El iodo es un cuerpo sólido, gris de acero, dotado de un brillo metálico. No es transparente sino en hojitas muy delgadas. Cristaliza con suma facilidad, sea que se condensen sus vapores, sea se solidifique fundido, sea se precipite

(1) Producido por combustion de 1 parte de carbon con 5 partes de nitrato de sodio.

(2) El residuo de las cenizas de varec constituye mezclado con fosfato de calcio y despojos animales un abono excelente.

de sus disoluciones (1). La forma de las laminillas cristalinas es rómbica. El peso atómico del iodo es 127 [mas exactamente 125,85-126,85 (Stas), 126,81 (Marchand)], su peso específico en estado sólido 4,913, en el de gas 127. Así como el bromo tiene notable tensión de vapor evaporándose ya en la temperatura ordinaria completamente. Se funde á 113-115°, y hierve si es puro á 200°, dando un vapor de bellissimo color morado. En estado sólido no conduce la electricidad, mas fundido conduce la corriente eléctrica de una pila de 60-90 elementos.

Absorción y disolución. El iodo es poco soluble en agua: 5524 partes de agua disuelven 1 de iodo á 10-12° y se tiñen de amarillo. Adviértese que la disolución acuosa completamente saturada puede disolver con tiempo mas y mas del iodo, proviene esto de la formación de ácido iodhídrico, buen disolvente para el iodo. Se disuelve igualmente con mayor proporción en ioduros alcalinos, en alcohol, éter, cloroformo y sulfuro de carbono, de que los últimos toman un hermoso color violáceo.

3.º PROPIEDADES QUÍMICAS. Las afinidades del iodo son notablemente menores que las de los demas halógenos. Su atomicidad, en general monovalente, es á veces tambien trivalente y cincovalente y en casos escepcionales solo heptavalente. Se conduce el iodo para con los otros elementos y las sustancias compuestas como el cloro y bromo, y su acción se distingue solo por la menor intensidad. El potasio, sodio, antimonio, arsénico, fósforo arden en el vapor de iodo. En general, se une directamente con todos aquellos elementos con que se unen de tal modo el cloro y bromo. En contacto con agua obra tambien él oxidando, por ejemplo, transforma el ácido sulfuroso anhídrico en ácido sulfúrico: $\text{SO}_2, \text{I}_2, 2\text{H}_2\text{O} = \text{H}_2\text{SO}_4, 2\text{HI}$. Con el hidrógeno se combina solo en temperatura subida y en presencia simultánea de musgo de platino ó de polvo muy fino de vidrio. Sin embargo la acción sobre el oxígeno sigue un orden inverso: la del iodo es superior á la del bromo y aun con mayor razon á la del cloro. Así es que el cloro y bromo desalojan el iodo de los ioduros, mientras que el iodo espulsa estos elementos de sus compuestos oxigenados.— Destruye las sustancias orgánicas y las tiñe generalmente de amarillo intenso. La coloración desaparece con tiempo si la acción no era muy prolongada. Con almidon, principalmente si está cocido, es decir: con engrudo de almidon produce una coloración azul muy característica, ella es tan intensa que permite descubrir una millonésima de iodo. A 70-80° se pierde el color para volver al enfriarse; pero caldeando demasiado, por ejemplo, á la ebullición, el color no parece mas despues del enfriamiento.

4.º PROPIEDADES FISIOLÓGICAS. El iodo tiene un olor excesivamente desagradable y característico. Su vapor irrita fuertemente los ojos. Sea que tambien los vapores del iodo puedan producir daños á la salud, sin embargo mezclados con mucho aire se inhalan sin ningun peligro y el hombre puede acostumbrarse á tal

(1) Cristales grandes y hermosos da la disolución de iodo en ácido iodhídrico acuosa al descomponerse espontáneamente en contacto del aire en frascos abiertos. Tales se obtienen tambien por sublimación del iodo en la temperatura de 50°.

inhalacion. Merced á la evaporacion restringida del iodo no sucederá facilmente envenenamiento por vapores de iodo. Pero acontece mas facilmente tal caso dispensando por mucho tiempo dosis medicinales demasiado frecuentes ó grandes de iodidos ó de tintura de iodo. Los iodidos no producen por sí mismos efectos sinietros, mas se vuelven dañosos por contener muy á menudo iodato ó por formarse facilmente iodato, si los iodidos son mezclados con ciertas sustancias en el medicamento. Llámase la enfermedad causada de tal manera "iodismo". Sus efectos son espustos de sangre, dolores en las fauces, en el estomago, bajo vientre, en el corazon, linchazon de los flexores, pústulas dolorosas, dolor de cabeza, fisis.

Contravenenos son en caso de introduccion de iodo en el organismo: almidon, leche, leche con óxido de magnesio; en caso de iodismo se aconseja tomar por algun tiempo dosis pequeñas de quinina con sesquiclorido de hierro.

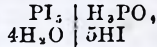
5° ESTADO NATURAL. Los minerales que contienen iodo son raros; los principales son: plata cornea amarilla clara ó iodido de plata [(AgI) Chile, Méjico, España] iodido de mercurio [(Hg₂I₂) Casas viejas en Méjico], iodido de plomo [(PbI₂) desierto de Atama]. Su existencia en el salitre ya hemos visto, se halla ademas en todos aquellos productos que se han originado del mar, por ejemplo, en la sal gema, las piedras calcarias, en carbonos fósiles.—Con el bromo se encuentra en las plantas y animales marinos. Considerando que el agua del mar contiene tan poco de bromo, que Tennant, Davy, Gauithier, Fyfe, Sarphati no consiguieron descubrirlo (lo que despues hicieron Balard, P'assy otros) debemos atribuir á las plantas y á los animales del mar un poder especial de acumular este elemento en su organismo; pues en ellos se halla el iodo en tanta cantidad, que se le determina con facilidad. Principalmente las especies de uvas y de fucus se distinguen bajo este respecto. Mas ricos en iodo son: *fucus saccharius* (la planta secada tiene 0,23 por ciento), *f. digitatus* (0,135), *f. siliculosus* (0,142), *f. saccatus* (0,124), *f. filum* (0,089) *f. vesiculosus* (0,011) Entre los animales mencionamos: las esponjas marinas (*esponja comun*, *lapiz spongiarum*, *spongia oculata*), las especies de gorgonia, las especies de rhizostoma y cyana. Tambien el aceite de bacalao y de merluza tiene iodo (0,0846-0,162 por ciento). Sin embargo hay plantas y animales que contienen iodo apesar de que viven léjos del mar (por ejemplo, una especie de Agave que crece en las llanuras y las montañas al rededor de la ciudad de Méjico, el jugo amarillo, que echa *julus foetidissimus* al tocarle, none azul el almidon).—Existe finalmente el iodo en muchísimos manantiales minerales.

6° APLICACION. La fotografia emplea grandísimas cantidades de iodo, merced á la propiedad que posee el iodido de plata de ser atacable así como el clorido y bromido por la luz y soluble en el hiposulfito de sodio.—La medicina le utiliza igualmente; el iodo es un específico contra la papera, la hinchazon de los órganos glandulares.

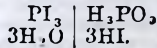
Acido iodhídrico HI.

Syn. Jodwasserstoff, iodhydric acid, acide iodhydrique.

1° PREPARACION. El ácido iodhídrico gaseoso se obtiene como el ácido bromhídrico. Se descompone el pentaíodido de fósforo por el agua:



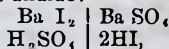
Pónese en una retorta tubulada de vidrio fósforo rojo (1 parte), iodo en exceso (20 partes) y agua (15 partes) [1]. Al cuello de la retorta está adaptado un tubo (fig. 16), que conduce el gas en frascos secos donde se le recoge, porque no se puede recibir en el mercurio que le ataca rápidamente. Basta calentar un poco en el baño de maría para tener un abundante desprendimiento de gas.—En esta preparación se atenderá á dos circunstancias: 1° no se puede calentar sobre fuego libre, 2° se ha de tomar tanto de iodo que exceda la cantidad requerida para la formación de pentaíodido. De otra manera se produciría triíodido y ácido fosforoso por la reacción:



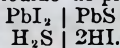
Mas el ácido fosforoso transformándose en calor en ácido fosfórico (H₃PO₄) é hidrido de fósforo (PH₃) daría por último producto iodido de fosfonio (PH₂I), que tapa el cuello de la retorta y aduce una esplosion peligrosa.

Tambien puede prepararse el ácido iodhídrico gaseoso valiéndose del sulfato de sodio del mismo modo que el ácido bromhídrico (pág. 17).

Si se trata de preparar una disolución concentrada de ácido iodhídrico se hace llegar el tubo de desprendimiento (fig. 16) á la superficie del agua contenida en un frasquito.—Obtiénese una disolución mas floja conduciendo ácido sulfhídrico, en la cual se ha puesto una pequeña cantidad de iodo. Cuando esto está transformado en ácido iodhídrico se disuelve en él mas de iodo y se continúa la introducción de ácido sulfhídrico. Si todo el iodo se ha cambiado en ácido iodhídrico, lo que se conoce por el olor del ácido sulfhídrico que permanece despues de mover bien la disolución y por el desaparecimiento de todo color, se espulsa el exceso del ácido sulfhídrico llevando por algunos instantes á la ebullición y filtrando en seguida para separar el azufre.—Ademas se pueden preparar disoluciones del ácido descomponiendo el iodido de bario por ácido sulfúrico diluido:



ó por la reacción entre iodido de plomo y ácido sulfhídrico:



[1] Mas bien servirá esta mezcla: 1½ parte de fósforo rojo y una disolución compuesta de 14 partes de iodido de potasio, de 20 de iodo y de 15 de agua.

2° **PROPIEDADES FÍSICAS.** El ácido iodhídrico es un gas incoloro, que espanta al aire abundantes vapores condensando el agua como los ácidos clorhídrico y bromhídrico. Su peso específico es 64, su peso molecular 128. Se liquida en el frío, que produce una mezcla de ácido carbónico anhídrico sólido y éter sulfúrico evaporándose bajo la máquina pneumática. El ácido líquido se solidifica á -55° y forma una masa sin color semejante al hielo.

Disolucion y absorcion. El ácido iodhídrico es muy soluble en agua, á lo ménos en el mismo grado que los ácidos clorhídrico y bromhídrico. La disolucion mas concentrada tiene el peso específico 1,99. El ácido muy concentrado disminuye al calentar su densidad, al contrario el ácido flojo la aumenta de modo que á 127° (774^{mm}) hierve siempre un ácido de la constante densidad 1,70, lo que contiene 57 por ciento de ácido iodhídrico y no corresponde á un hidrato determinado.

3° **PROPIEDADES QUÍMICAS.** El ácido clorhídrico es un ácido débil y ménos estable que los ácidos análogos del cloro y bromo. Es descompuesto por calor. La descomposicion comienza á 128° y es progresiva al elevarse la temperatura, tambien es favorecida por presion y musgo de platino. Por el cloro y el bromo es desalojado el iodo, lo mismo hacen aun algunos de aquellos cloridos, que sueltan facilmente una parte del cloro, por ejemplo, el sesquiclorido de hierro. El oxígeno no descompone el ácido gaseoso y seco sino en temperaturas subidas, formando H_2O y I_2 , mas una disolucion acuosa se cambia ya en temperatura ordinaria al contacto del aire. Sustancias oxidantes influyen asimismo en el ácido: oxidan su hidrógeno y aislan el iodo; de tal suerte obran ácido nitroso, nítrico, iódico, crómico, el peróxido de nitrógeno, las sesquisales de hierro &c. El azufre y el selenio tienen accion correspondiente á la del oxígeno. Con muchos metales produce iodidos desprendiendo hidrógeno: poniendo limadura de plata en un tubo con ácido iodhídrico, sigue una reaccion tan viva que una parte del líquido es proyectado del tubo. Una lámina de plata abandonada en la disolucion del ácido iodhídrico se cubre á poco con cristales de iodido de plata. La accion del ácido iodhídrico sobre los óxidos, hidróxidos, peróxidos &c. no se distingue de la del ácido bromhídrico. El ácido sulfúrico concentrado descompone el ácido iodhídrico, depositándose iodo y desprendiéndose ácido sulfuroso anhídrico, al contrario el iodo transforma el ácido sulfuroso disuelto en ácido sulfúrico cambiándose en ácido iodhídrico, y con anhídrido del ácido sulfuroso el gas ácido iodhídrico da agua, azufre, iodo: $2SO_2, 8HI = S_2, 4I_2, 4H_2O$.

4° **PROPIEDADES FISIOLÓGICAS.** Tiene olor picante, su influjo sobre el organismo animal es conforme al del iodo.

No se halla en la naturaleza, tampoco se emplea en las artes ó en la industria

CLORIDOS DEL IODO.

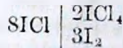
Conocemos tres combinaciones entre cloro y iodo.

Protoclorido. ICl , es siempre el primer producto que se forma al conducir cloro seco sobre iodo igualmente seco

Pura se obtiene esta combinacion caldeando en una retorta 1 parte de iodo con 4 partes de clorato; de potasio, destila entónces el clorido y al mismo tiempo se desprende oxígeno.—El clorido es un líquido amarillo rojizo de la consistencia del aceite, tiene olor picante y sabor á la vez ácido y astringente. Atráese la humedad del aire; disuélvese en agua, alcohol y éter. En las disoluciones de los hidróxidos alcalinos produce cloridos y iodatos. El protoclorido absorbiendo mas cloro se transforma en

Triclorido, ICl_3 , cristalino de color hermoso amarillo. Es muy deliscuescente. Sus vapores tienen olor penetrante é irritan los ojos. Se funde á 25° , y enfriándose se solidifica en forma de agujas largas, que guardándolas en frascos bien tapados se cambian en láminas rómbicas transparentes.. Disuélvese en agua, alcohol y éter. El ácido sulfúrico diluido lo precipita de su disolucion acuosa.

Tetraclorido, ICl_4 , se forma por la descomposicion espontánea del protoclorido:



Pues en el protoclorido, guardado durante algunos años se hallaren cristales octáedricos, muy deliscuescentes, que segun el analisis constaron de 1 átomo de iodo y 4 de cloro.

BROMIDOS DEL IODO.

Estos dos elementos se unen tambien en diferentes proporciones. Conocemos un *protobromido* y un *tribromido*. Aquel es sólido, de color pardo rojizo y muy volátil; este es un líquido mas oscuro que el bromo. Ambas sustancias son solubles en agua, y sus disoluciones descoloran la disolucion de tornasol ántes de ponerla roja.

ADVERTENCIAS GENERALES

ACERCA DE LOS HALÓGENOS.

Los cuatro elementos que acabamos de explicar ofrecen tanta analogía en todas sus propiedades que seria innatural ponerles en diferentes grupos. Todos pertenecen á los elementos monovalentes y representan los mas ácidos cuerpos. En cuanto á sus diferencias se advierte ascendiendo del flúor al iodo una graduacion proporcional al peso atómico, como lo dejan ver claramente las propiedades físicas que componemos aquí en una tabla para este fin:

	Fl	Cl	Br	I
Peso atómico	19	35,5	80	127
peso específico (gas)	19	35,5	80	127
„ „ (líquido)	?	1,33	2,99	4,75
„ „ (sólido)	?	(?)	3,17	4,958
temperatura de solidificacion	? bajo	-110° á	$-7,3^\circ$ á	$+108^\circ$
„ „ ebullicion	? -50 á	-40° á	63° á	200°

Ademas vemos, que segun se aumenta el peso atómico, se oscurece su color, se acercan mas al estado no solo sólido sino tambien al metálico.

Muy notable es tambien la relacion que existe entre los pesos atómicos mismos. Fórmanse ellos de tres números diferenciales:

Flúor:	19
Cloro:	19+16,5
Bromo:	19+2.16,5+28
Iodo:	2.19+2.16,5+2.28;

y representa el peso atómico de bromo casi exactamente la mitad de la suma de los pesos atómicos del cloro y iodo:

$$\frac{35.5 + 127}{2} = 81,25$$

En conformidad con esto obran tambien químicamente de una manera muy semejante, sin embargo el cloro, bromo y iodo se asemejan mucho mas entre sí que al flúor; el bromo está siempre exactamente en el medio entre cloro y iodo. Con hidrógeno forman todos los cuatro elementos ácidos análogos, y con los metales fluoridos, cloridos, bromidos y iodidos isomorfos. El ácido clorhídrico es muy estable, el iodhídrico se descompone facilmente. el ácido bromhídrico es medianamente estable. Del ácido iodhídrico y de los iodidos es desalojado el iodo por bromo y cloro, del ácido bromhídrico y los bromidos el bromo por cloro. Los compuestos de los tres últimos halógenos con la plata se obtienen de las disoluciones de plata en forma de precipitados coposos insolubles no solo en agua sino tambien en ácidos; el clorido de plata es blanco, el iodido es amarillo, el bromido amarillento blanquizo; el clorido es soluble en amoníaco, mas no el iodido, el bromido es poco soluble. Digeriendo clorido de plata con bromido ó iodido de potasio resulta clorido de potasio y bromido ó iodido de plata, digiriendo el bromido de plata con iodido de potasio se forman bromido de potasio ó iodido de plata. El fluorido de plata es al contrario muy soluble en agua, y el fluorido de calcio es insoluble, al paso que el clorido, bromido, iodido de calcio son muy solubles, aun delicuescentes. Miéntas que el cloro, bromo y iodo forman con el oxígeno muchos compuestos análogos, el flúor no se combina con él. Es característico para los fluoridos metálicos unirse con el ácido fluorhídrico para formar compuestos dobles ácidos (por ejemplo: $KFl + HFl$, $NH_4Fl + HFl$), mas no forman tales combinaciones los cloridos, bromidos y iodidos, sino escepcionalmente.

La misma naturaleza nos enseña la conexión del cloro, bromo y iodo hallándose estos elementos en el reino mineral siempre juntos, así en las minas de plata en Chile, en las de Méjico, en las de Huelgoas en la Bretaña. Cantú descubrió en todas las aguas minerales, que contenian cloridos y iodidos, tambien los bromidos correspondientes y deduce de sus investigaciones, que en toda parte los cloridos bromidos é iodidos se encuentran siempre juntos, mas siendo las cantidades de bromidos y iodidos mucho inferiores que las de los cloridos, muy á menudo es imposible determinar aquellos en los productos naturales.

CAPITULO III.

LOS ELEMENTOS ELECTRONEGATIVOS DIVALENTES: OXÍGENO, AZUFRE, SELENIO Y TELURO.

ARTICULO III.

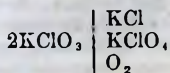
Oxígeno, ozono, agua, peróxido de hidrógeno, cloridos, bromidos y iodidos del oxígeno.

• Oxígeno O.

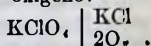
Sin. Aire deflogisticado, aire del fuego, aire vital. Sauerstoff, oxygen, oxigène,

1.^o PREPARACION. Innúmeros son los métodos por qué se puede obtener el oxígeno. Generalmente se extrae de compuestos muy ricos en oxígeno que se encuentran en la naturaleza ó que prepara la industria. Se saca hoy día ordinariamente del clorato de potasio ó del peróxido de manganeso. Vamos á esponer estos dos métodos é indicaremos despues algunas de las demas preparaciones que tienen mas interes teórico.

Si se quiere obtener rápidamente oxígeno puro no hay otro método mejor que el de la descomposicion del clorato de potasio que se ha mezclado con peróxido de manganeso, ó tambien del clorato solo, por medio del calor. Pues calentando el clorato de potasio solo, se funde pronto y da oxígeno con una viva efervescencia, en seguida se disminuye el desprendimiento, la masa líquida vuelve pastosa, y para espeler todo el oxígeno se debe ahora aumentar el calor tanto que á veces se funda la retorta de vidrio. Este fenómeno se funda en lo que el clorato con facilidad se descompone primero en clorido y perchlorato de potasio y en oxígeno:



El perchlorato es ménos fusible y no abandona su oxígeno sino en una temperatura mas subida (acerca de 400°), en que se parte en clorido de potasio y oxígeno:



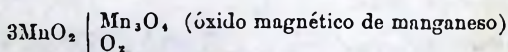
Se da el clorato de potasio en una retorta de vidrio de tal tamaño que la sal no llene mas que $\frac{1}{3}$ - $\frac{1}{2}$ parte, se calienta en seguida cuidando que el desprendimiento no se haga con demasiada rapidez, y rompa por esto la retorta. Tambien se debe tomar por la misma razon una retorta con cuello ancho así como un tubo abductor ancho.

Facilitase mucho esta preparacion mezclando el clorato de potasio con su peso igual de peróxido de manganeso ó sesquíoxi-

do de hierro, óxido de cobre ó sustancias semejantes (1). Entonces el desprendimiento no solo comienza mas pronto (con sesquióxido de hierro á 110-120°, con peróxido de manganeso á 206-205°, con óxido de cobre á 230-235°, con negro de platino á 260-270°, con peróxido de plomo á 381-285°), sino tambien se efectúa de una vez y no por dos reacciones.

Un desprendimiento mas regular y lento se consigne añadiendo á la mezcla de clorato de potasio y peróxido de manganeso ó sesquióxido de hierro algo de sal comun (por ejemplo: á 12 partes KClO_3 y 1 de MnO_2 se agregan 6 de NaCl , ó á 2 de KClO_3 y 4 de Fe_2O_3 3 de NaCl).

Del peróxido de manganeso solo se saca el oxígeno del modo siguiente. El peróxido reducido á polvo se introduce en una retorta de barro ó de hierro que se llena en sus dos terceras partes y se coloca en un hornillo (fig. 19). El cuello está cerrado con un tapon que atraviesa un tubo encorvado que sirve para llevar el gas al recipiente situado sobre la puente de la cuba pneumática ó al gasometro. Entonces se ponen sobre la rejilla del horno algunos carbones incandescentes y se acaba de llenar el hornillo con carbones que encendiéndose poco á poco calientan lentamente la retorta (un caldeo muy brusco causaria la ruptura de retortas de barro). La descomposicion:



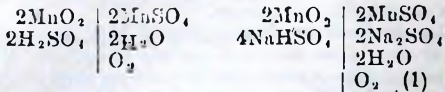
solo comienza, cuando es llevada hasta el rojo la retorta; se deja perder el primer litro de gas que ademas del aire contiene una cantidad bastante grande del anhídrido de ácido carbónico, cuyo origen veremos en breve; y no se recoge el oxígeno sino cuando es bastante puro para que arda una luz poco encendida.

El oxígeno obtenido del clorato de potasio suele contener cloro, principalmente si se hizo el desprendimiento de su mezcla con peróxido de manganeso, peróxido de plomo &c. Se quita esta impureza pasando el gas por leche de cal. Igualmente el oxígeno que se saca del peróxido de manganeso, nunca es puro, consistiendo esto en que el peróxido manganésico natural se halla mezclado siempre con otras sustancias: contiene en cantidades variables carbonato de calcio y de bario, sequihidróxido de manganeso ($\text{Mn}_2\text{O}_3\text{H}_2$) y á veces tambien carbonato de manganeso y nitratos. La descomposicion de los carbonatos da origen al anhídrido de ácido carbónico, que acompaña al oxígeno, sobre todo al principio. Puede quitarse esta impureza pasando la mezcla de los dos gases en un frasco lavador que contenga hidróxido de potasio. Los nitratos dan al descomponerse oxígeno mezclado con un poco de nitrógeno, que es imposible eliminar. La presencia de sesquihidróxido de manganeso esplica la produccion del vapor de agua, que se ve condensarse desde los primeros momentos de la operacion en el tubo abductor.

A veces se somete el peróxido de manganeso al influjo si-

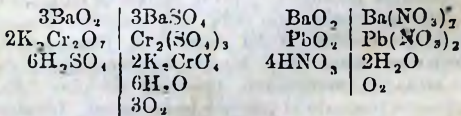
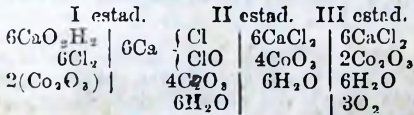
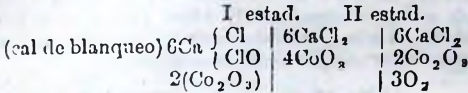
(1) Que no contengan dichas sustancias impurezas orgánicas, las que facilmente ocasionan una explosion.

simultáneo de ácido sulfúrico ó de sulfato ácido de sodio seco y de calor. Este no ha de ser en tal caso tanto que en la preparacion anterior y puede ejecutarse la reaccion en retortas de vidrio sobre el fuego de una lámpara de doble tiro. He aquí las reacciones en estos casos:



Dos otros métodos ya hemos visto: el por la descomposicion del agua por la electricidad (pág. 3) y el por la descomposicion del óxido de mercurio (pág. 3), mas estos no pueden servir nunca cuando se trata de preparar cantidades notables de oxígeno.

Bajo respecto teórico merecen ser mencionados los siguientes procedimientos que todos permiten desprender una corriente constante de oxígeno en una temperatura ó poco elevada (los dos primeros) ó aun ordinaria (los demas). No entramos en su explicacion, ponemos solamente las fórmulas de reaccion.



Tenemos cantidades enormes de oxígeno libre al rededor de nosotros, es decir, en el aire, que es una mezcla de 4 volúmenes de nitrógeno con 1 de oxígeno. Mas lastimosamente no se conocen cuerpos capaces de apoderarse únicamente del nitrógeno. Para aislar económicamente grandes cantidades de oxígeno del aire, (2), es preciso hacerle entrar desde luego en una combinacion do donde se puede estraer despues por medio del calor. Tal procedimiento ha propuesto primero Boussingnault. Se hace pasar aire por óxido de bario, que calentado al rojo oscuro en un tubo

(1) Sea que teóricamente tal método hubiese de dar notablemente mas de oxígeno de el que se saca de peróxido solo, en praxi no es ventajoso, porque no se obtiene tanto mas de oxígeno, y vale relativamente mas el ácido sulfúrico gastado.

(2) Hay sin embargo unos pocos elementos (Ti, Bo) que directamente se combinan con el nitrógeno dejando libre el oxígeno; mas no puede fundarse sobre tal reaccion una preparacion provechosa de oxígeno.

de porcelana absorbe el oxígeno y se convierte en peróxido de bario. Este calentado en seguida al *rojo vivo* abandona el oxígeno antes absorbido y vuelve á pasar al estado de óxido de bario. Repitiendo la operacion cierto número de veces, se obtienen cantidades bastante crecidas de oxígeno. Por desgracia el óxido de bario pierde poco á poco con su porosidad tambien su poder de absorcion para el oxígeno. Por ser ademas este método poco cómodo, nunca se introdujo en la praxis.

Recientemente introdujeron Tessié du Mothay y Marechal otro procedimiento. Hacen pasar aire por una mezcla de peróxido de manganeso é hidróxido de sodio calentado en una retorta cilindrica de barro; la materia absorbe oxígeno y se transforma en permanganato de sodio. Calentado en seguida á una temperatura mas elevada y pasando una corriente de vapor de agua se produce el desprendimiento del oxígeno absorbido en la primera operacion. El residuo á la temperatura mas baja anterior es transformado de nuevo por aire en permanganato, para que dé otra vez su oxígeno al aumentar el calor.

Un método propuesto por Mallet y Philippa permite sacar el oxígeno del aire sin ninguna reaccion química, fundándose en el fenómeno que el agua absorbe mas de oxígeno que de nitrógeno si está en contacto con aire, y segun parece, este método estenderá mucho las aplicaciones del oxígeno en grande. Le esplicaremos tratando del aire.

PROPIEDADES FÍSICAS. El oxígeno es un gas incoloro y transparente del peso específico 16. Para su peso atómico aceptan los químicos el número: 16, de las análises mas exactas resultó 15,96 (Stas), 15,963 (Regnault). A pesar de someterle á la presion de 1354 atmósferas, no cambió de ningun modo su estado gaseoso. Entre los gases refringe despues del hidrógeno lo menos la luz.

Absorcion. El agua absorbe poco de oxígeno, pues disuelven:

100 volúmenes de agua á 4° 1 vol. de oxígeno,

” ” ” á 5° 3,6 ” ”

” ” ” á 10° 3,25 ” ”

” ” ” á 15° 2,99 ” ”

” ” ” á 20° 2,88 ” ”

Merced á esta propiedad del agua de absorber algo de oxígeno, aunque sea poco, pueden vivir plantas y animales en el agua.

PROPIEDADES QUÍMICAS. El oxígeno es un elemento por regular divalente, mas en muchos casos tambien tetravalente. Su afinidad es poderosa y de actividad universal, sin embargo tiene esto singular, que se verifique comunmente solo en temperaturas mas ó menos subidas. Se conocen combinaciones del oxígeno con todos los demas elementos, esceptuando el flúor, y con ~~el~~ ~~una~~ mismo elemento forma muy á menudo diferentes óxidos. Ya hemos visto el diferente carácter de óxidos y los nombres que segun esto se les imponen.

El acto de combinacion de un elemento con el oxígeno llámase “oxidacion”, y el acto por el cual se saca oxígeno de una combinacion oxidada “desoxidacion”, tambien *reduccion*. De esto se deducirá tambien la significacion de las palabras: “oxidar”, “desoxidar”, “reducir”. Espliquemos la oxidacion en general antes

de entrar en la exposicion de las oxidaciones especiales.

Muchísimas veces la oxidacion está acompañada del fenómeno de luz y calor; se llama entonces "oxidacion luciente" ó "combustion" en oposicion con las "oxidaciones oscuras", cuales son todas las demas. En la vida ordinaria todas las combustiones son oxidaciones y así es que en esta coinciden las dos ideas de "combustion" y de "oxidacion luciente". Mas otra es la acepcion de estas palabras en el lenguaje químico, para él cada reaccion química acompañada de produccion de luz y calor es una combustion, por ejemplo, el arder del arsénico, antimonio en el cloro (pág. 19 y 63), la union del fósforo con iodo (pág. 15 y 80) y la oxidacion luciente no es sino una especie de combustion. Aquí fijémonos únicamente en esta, lo que diremos de ella se aplica mas ó ménos á toda combustion.

Para evidenciar que en las combustiones, siendo combinaciones del combustible ó de sus elementos con el oxígeno, siempre se aumenta el peso del combustible, pónese en el brazo de una balanza un iman con polvo de hierro en sus polos; despues de equilibrar por pesos correspondientes el iman con su polvo de hierro, se enciende el polvo que en estas circunstancias continúa quemándose hasta quedar transformado en óxido magnético de hierro (Mn_2O_4). Al mismo tiempo va descendiendo mas y mas el brazo de la balanza, que tiene el iman. La misma experiencia se puede hacer con el mismo efecto con todos los combustibles de la vida ordinaria. Quemándose una bujía pudiera parecer al que no conoce la naturaleza de este procedimiento, que se disminuya la sustancia de combustible y de veras pareció así á los químicos antiguos, mas sucede lo contrario. Pues sustituyamos al iman de la experiencia anterior un aparato en que se quema una bujía sin que salgan los productos gaseosos de la combustion. Un tubo de vidrio A (fig. 20) 4 centímetros ancho y 40 largo, se cierra por una parte con un corcho que tiene diferentes agujeros, cuyo uno lleva una bujía. El otro extremo del tubo cierra un corcho en que está fijado un tubito dos veces corvado. Por medio de este se unen al tubo A dos aparatos, de que el primero (B) contiene ácido sulfúrico concentrado ú otra sustancia ávida del agua, el segundo (C) hidróxido de potasio con fin de retener el ácido carbónico anhídrico. Despues de colgar tal aparato al brazo de la balanza y equilibrar bien ambos brazos, se enciende la bujía y se junta el aparato por un tubito de caucho con una bomba neumática aspirante, que trayendo continuamente una corriente de aire por todo el aparato, mantiene la combustion y conduce los productos de ella á las partes B y C, donde son absorbidas completamente. Pasados algunos minutos se quita el tubo de caucho y al mismo tiempo se ve bajar notablemente el brazo con el aparato. Lo que pesa mas ahora el aparato, representa exactamente la cantidad del oxígeno que se ha combinado con los elementos de la sustancia ardiendo, es decir, con el hidrógeno y oxígeno, produciendo luz y calor.

La condicion primaria para cada oxidacion luciente es la presencia del oxígeno. Le da por ordinario el aire, mas lo pueden suministrar tambien aquellos cuerpos que abundan en oxígeno y

lo sueltan facilmente, como por ejemplo, el ácido nítrico [esperimento con esencia de trementina y ácido nítrico humeante (pág. 14) ó el que se practica echando el mismo ácido sobre polvo de carbon bien seco] nitrato y clorato de potasio, que son de aplicacion frecuente en la pirotécnica ó generalmente cuando se han de quemar sustancias en lugares cerrados ó se necesita mas oxígeno de lo que puede proporcionar el aire. (Explicacion de la combustion de la pólvora, de algodón pólvora, nitroglicerina &c. Combustion de fósforo bajo agua por medio de clorato potásico y ácido sulfúrico.)

Para que un cuerpo queme ó se oxide produciendo calor y luz es necesario, ademas del oxígeno, de cierta temperatura á veces muy elevada. El punto de temperatura en que cualquier cuerpo comienza á quemarse, se llama "*temperatura de encendido*". Ella es diferente para todos los cuerpos combustibles (por ejemplo para fósforo 50-60°, azufre 250-300°, para las diferentes especies de carbon 360-600 y 800° [1], para el hierro una temperatura mas subida que la roja), y diferente para el mismo combustible bajo varias circunstancias: ya hemos visto que el hierro muy dividido quema ya en temperatura ordinaria (pág. 55), lo mismo acontece con el polvo de carbon y algunos metales; el fosfido de hidrógeno gaseoso no se enciende sino á 116,7°, mas en una atmósfera de oxígeno 15 veces mas rareficado comienza á quemar ya á 20°. Muy pocos son los cuerpos que se inflaman á la temperatura ordinaria y aun ~~mas~~ baja al tocarse con oxígeno ó aire (fosfido de hidrógeno líquido, metilido, etilido de zinc, trimetilfosfina, &c.) y de ellos no se halla ninguno en la naturaleza sino quizás el fosfido de hidrógeno, acerca de cuya existencia en algunos lugares pantanosos aun se disputa hoy dia.

A la temperatura de encendido se pueden elevar los cuerpos por todos aquellos procedimientos por qué podemos aumentar la temperatura. Generalmente lo verificamos frotando, (explicacion del uso de los fósforos, encendido por medio de ácido sulfúrico, de agua). Algunos cuerpos, apesar de su subida temperatura de encendido, pueden sin embargo elevarse á ella por sí mismos por oxidacion oscura y por condensacion de oxígeno; ejemplos para el encendido en seguida de sola condensacion ya hemos señalado arriba, otros para la combustion espontánea son el fósforo, carbon de piedra, heno mojado, montones de abono, algodón, lana y otros materiales semejantes impregnados de aceite ó sustancias grasas causando el incendio de muchas casas y buques. El sultido de hierro causó ya á veces incendios de capas enteras de carbon de piedra, que siguen quemando hace muchísimos años sin que sea posible apagarlas.

Considerando lo que acabamos de decir, será fácil comprender tambien cuáles sean las condiciones necesarias, para que un cuerpo encendido una vez, continúe quemando, y cuáles las causas para que se apague. En primer lugar se necesita acceso continuo de oxígeno ó aire, y en segundo, persistencia en la temperatura do

(1) Raras especies de carbon se encienden ya á 306°. Los números indicados arriba se refieren al carbon de leña, que se usa comunmente.

encendimiento.

En cuanto á la primera condicion el oxígeno no faltará nunca quemándose un cuerpo en aire libre, mas otra es el caso si arde en lugares mas ó ménos cerrados. Entónces se posibilita la continuacion de la combustion generalmente procurando un tiro de aire por el calor producida por la combustion misma. (Explicacion de las chimineas, de las lámparas de doble tiro.) Quemándose un combustible por medio de oxígeno suelto de sustancias oxigenadas se hace la combustion independiente del aire, y pende su duracion únicamente de la cantidad del combustible y de la sustancia oxidante. Segun el acceso del aire mas ó ménos rápido, segun se hace la combustion en oxígeno puro ó en oxígeno mas ó ménos mezclado con gases indiferentes (N , CO_2), no solo será la combustion mas viva, sino tambien los productos serán diferentes. Si, por ejemplo, el carbon se quema en aire ú oxígeno insuficiente, da óxido de carbono, mas en aire ú oxígeno abundante se produce ácido carbónico anhídrico, el fósforo forma ácido fosforoso anhídrico ardiendo con poco oxígeno, mas anhídrido de ácido fosfórico cuando sobra mucho la cantidad del oxígeno.

Para lo que respecta á la segunda condicion es de notar que un cuerpo debe producir quemándose un calor mayor que la temperatura de encendimiento, pues de lo contrario se apagaria, porque del calor desarrollado siempre se pierde algo por radiacion y por conduccion. Felizmente todos los combustibles ordinarios producen un calor mucho mas grande, y por tanto su uso para la calefaccion.

Por lo que hemos espuesto se esplican muchísimos fenómenos de la vida casera ó industrial, contentámonos con indicarles. Un cuerpo candente en un lugar cerrado se apaga ántes de gastar todo el oxígeno. Para asegurar las maderas y otros combustibles contra el incendio se les cubren con una disolucion de silicato de potasio, pirofosfato de aluminio ó de sodio. Aplicacion del soplete. Se apagan incendios en lugares cerrados quemando en ellas azufre ó mezclas especiales que absorbiendo el oxígeno desprenden gases indiferentes, se apagan chimineas ardientes tapando su boca superior. Lámpara de seguridad. Imposible es encender aceites, cera &c. puestas sobre láminas de hierro, ó encendidos se apagan pronto, asimismo se apaga pronto una bujía gruesa con mecha delgada &c.

Los efectos de la combustion son produccion de calor y luz. El calor varía segun la naturaleza del combustible, mas el mismo cuerpo desarrolla en todo caso la misma cantidad de calor. Quemándose rápidamente la temperatura sí será mas alta que cuando se quema despacio; mas en ambos casos una cantidad determinada del combustible produce en suma, igual cantidad de calor. El mayor calor da el hidrógeno combinándose con el oxígeno; en él se funde el platino, el óxido de aluminio, el cuarzo, que son las sustancias ménos fusibles que conocemos. Se ejecutan tales fusiones con aparatos de construccion especial, llamados sopletes de gas oxígeno é hidrógeno. Pues siendo la mezcla de estos gases muy esplosiva, sin dichos aparatos no se pudieran practicar con ella esperiencias sino con mucho y grave pe-

ligro. La construcción esencial y más sencilla de un soplete de gas oxígeno é hidrógeno representa la figura 21. Consta de dos tubos de latón: uno ancho, con una añadidura en ángulo recto y estrechado al extremo, y otro muy delgado que se introduce en el ancho de modo que lo deja ver la figura. Con la parte O se fija el aparato al gasómetro (1) lleno de oxígeno fig. 22, mientras que la parte H se une por medio de un tubo de cañcho con otro lleno de hidrógeno. En las esperiencias con la mezcla de ambos gases se deja salir primero el hidrógeno y en seguida, después de encenderse este, se introduce el oxígeno en proporción conveniente en la mitad de la llama. Poniendo ahora un alambre de hierro en la llama salpicarán después de poco rato chispas ígneas de óxido de hierro en todas partes; un alambre de platino se funde muy pronto formando un globito candente que luego se pone hirviendo y echa inúmeras chispas brillantes.

Indicaciones numéricas tocantes al calor producido por diferentes combustiones ya tenemos dados pág. 19. Les añadimos las siguientes:

1 gramo de grafito desarrolla formando	CO ₂ :7797 calorías,
" " diamante " "	" " 7879 "
" " gas de los pantanos (CH ₄)	{ CO ₂ :13108 "
" " etileno (C ₂ H ₄)	" " 11942 "
" " esencia de trementina (C ₁₀ H ₁₆)	" " 10852 "
" " éter [(C ₂ H ₅) ₂ O]	" " 9028 "
" " blanco de ballena (C ₃₂ H ₆₄ O ₂)	" " 10342 "
" " carbon de leña	CO:2473 "
" " oxido de carbono (CO)	CO ₂ :2431 "
" " sulfido de carbono (CS ₂)	{ CO ₂ :3400 "
" " hierro " " "	Fe ₃ O ₄ (?):1582 "
" " estaño " " "	SnO ₂ :1147 "

La producción de luz en la combustión es la consecuencia del intenso calor producido por la misma. Pues todos los cuerpos lucen si son bastante calentados. La luz se nos muestra de una manera doble: pues ó se verifica una llama ó solamente una simple candencia. Quemando el carbon, sucede lo último; encendiendo una bujía se manifiesta la llama. Esta se produce únicamente si arden los gases, mas si los combustibles no son ya ga-

(1) Este aparato sirve para recoger y guardar notables cantidades de gas. Como se mira en la fig. 22, consta de dos partes cilindricas A y B de metal, de que la superior A está abierta por arriba; la demas construcción manifiesta claramente la figura. Cuando se trata de llenar el gasómetro de gas, después de tapar el orificio *d* y de cerrar la llave *e*, se llenan ambas partes con agua. En seguida se cierran las llaves *a* y *b*, y se introduce el gas por el orificio *d*. El tubo de vidrio *ff* que comunica por arriba y por debajo con el interior del cilindro B, indica la altura de agua. Para hacer salir una corriente constante de gas de la llave *e* se abre primero la llave *a* y luego otra *e*. Para transvasar porciones de gas del gasómetro en frascos, cilindros &c, estos se ponen llenos de agua y boca abajo sobre el orificio del tubo *b* en la parte A, después se abren las llaves *a* y *b*.

ses en estado ordinario, se deben ántes para hacer llama, reducirlos á gases. Esto sucede en verdad con nuestras bujías de sobo ó ácido esteárico &a, con el alcohol, aceite mineral &a.

La intensidad de la luz depende de dos circunstancias: 1° del estado de agregacion del cuerpo que se vuelve candente mientras la combustion; y 2° de la temperatura de la llama. Los gases nunca producen una luz viva, porque las partículas lucientes están muy separadas; y si la llama es brillante siempre hay en ella partículas sólidas candentes. Sin embargo, considerando que hay muchas llamas gaseosas que producen una luz intensa, y que generalmente las del alumbrado ordinario son siempre producidas por combustion de gases ó de cuerpos transformados ántes en gases, pudiera parecer tal sentencia paradójica. Pero en este caso se aíslan en las llamas durante la combustion, productos sólidos que se vuelven en las llamas candentes. (Explicacion de estas circunstancias de la produccion de luz por combustion de magnesio en la lámpara fotográfica, de fósforo en oxígeno, produccion de luz débil ó muy brillante en la lámpara de "carbon-oxígeno" (1) segun se quema la "carbolina" en aire solo ó se introduce oxígeno en la llama de carbolina). En cuanto á la segunda causa de la intensidad de la luz, es *ceteris paribus* tanto mas grande, cuanto mas elevada es la temperatura de la llama. Así el hidrógeno produce calor intenso, mas una luz débil y pálida por falta de partículas sólidas, pero cuando se introduce en ella cal, engendra la hermosa llama "de Drumond" elevando la cal á una incandescencia suma. Por la misma razon arden los cuerpos con mas brillantéz en oxígeno que en aire, (combustion de azufre, carbono, hierro en oxígeno) y mas viva es la luz del fósforo que vuelve oxidándose ácido fosfórico anhídrico de la que él da transformándose en anhídrido de ácido fosforoso. En fin, cada cuerpo produce por su incandescencia una luz propia y específica; muchas veces las diferencias son tan marcadas, que se distinguen facilmente sin aparatos especiales. Así claramente distinguimos la luz roja que produce el estroncio candente de la verde del bario, de la amarilla del sodio, de la morada del potasio &a. Fúndase en esto la aplicacion de los fuegos artificiales de Bengala. Mas exactamente pueden percibirse las diferencias que ofrecen las luces de varios cuerpos, descomponiéndolas en sus rayos simples por medio del espectroscopio.

Estudiada la oxidacion luciente, señalamos ahora brevemente las reacciones especiales que produce el oxígeno con las demas sustancias. Con azufre, selenio, telluro se combina en múltiplos.

(1) Tal lámpara de carbon oxígeno no se distingue en nada de una lámpara ordinaria de Argand con doble tiro, sino por un tubo adicional que conduce por el cilindro interior de la guaricion de la mecha una corriente de oxígeno en la mitad de la llama. Otra particularidad en el uso de la lámpara carbon-oxígeno es la composicion del combustible; pues no se quema en ella ninguno de los ordinarios, sino la "carbolina", es decir, una mezcla de diferentes aceites, muy ricos en carbono, en los cuales el principal es la naftalina. La luz de la lámpara es tanta que equivale á la luz que desarrollan 42 bujías de blanco de ballena ardiendo todas á la vez.

tiples proporciones, mas directamente produce solo los anhídridos análogos del ácido sulfuroso, selenioso y teluroso; asimismo forma varios óxidos con los elementos trivalentes: nitrógeno, fósforo, arsénico, antimonio, bismuto y con los tetratómicos: carbono, silicio, estaño, titanio. La mayor parte de estos óxidos pertenecen á la clase los anhídridos, los demas, escepto los óxidos de bismuto y estaño, son óxidos ácidos.—Hacia los metales manifiesta afinidad considerable, mas solo en temperatura mas subida de la ordinaria. Pues todos los metales, esceptuando quizá los alcalinos y tierraalcalinos, no son atacados nunca por oxígeno puro en la temperatura ordinaria. Cuando observamos sin embargo por esperiencia cotidiana que se oxidan hierro, cobre, plomo, zinc y otros espontáneamente al contacto del aire, esto proviene del contenido de vapor de agua, de anhídrido de ácido carbónico y de ozono en el aire; aire del cual se han sacado estas mezclas ya no ataca los metales. La diferente afinidad de los síngulos metales hácia el oxígeno indicaremos mas exactamente tratando del agua.

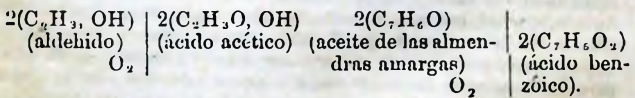
Con el hidrógeno se une en dos proporciones formando agua (H_2O) y peróxido de hidrógeno (H_2O_2), mas por combinacion directa forma solamente agua. La mezcla de hidrógeno con oxígeno ó aire se inflama al contacto de una luz produciendo una fuertísima detonacion. (Esperiencia con pompitas de jabon infladas con una mezcla de oxígeno é hidrógeno). La detonacion es la mas fuerte mezclando 1 volúmen de oxígeno con 2 de hidrógeno. En vez de mezclar el hidrógeno con oxígeno, pudieran mezclarse 2 volúmenes de aquel gas con 5 de aire; en este caso seria ménos violenta la detonacion. En lugar de producir la combustion por medio de una llama, se la puede determinar por el paso de una chispa eléctrica. La aduce tambien el musgo de platino, lo que evidencia el "*eslabon de hidrógeno*". Consta este de una campana (fig. 23) que contiene un cilindro de zinc colgado de un hilo y sumergido en una disolucion de agua acidulada, que al contacto de zinc produce hidrógeno. La parte superior de la campana se comunica con un tubo metálico de llave, que se abre y cierra con un muelle. Por delante de la abertura de este tubo hay una jaulita abierta que contiene musgo de platino. Cuando se abre la llave sale el hidrógeno, se mezcla con el aire y va á condensarse en el musgo de platino, el cual se calienta y se pone incandescente. El hidrógeno se inflama á la sazón y prende fuego la mecha de una lamparita que mediante el muelle se ha colocado delante del orificio del tubo. Si se cierra la llave, el hidrógeno producido por el zinc en contacto con el agua acidulada se acumula debajo de la campana, rechaza el líquido y en su consecuencia hace cesar la reaccion. Segun Bunsen se determina tambien la union directa de hidrógeno y oxígeno, siendo ambos secos y puros, por los rayos del sol.

Para demostrar que el producto de la combinacion del hidrógeno con el oxígeno es vapor de agua, basta inflamar el gas *d* en el extremo de un tubo seco situado debajo de una campana fria (fig. 24); en breve se ven empañarse las paredes, cubriéndose despues de gotitas que corren y caen de los bordes de la campana.

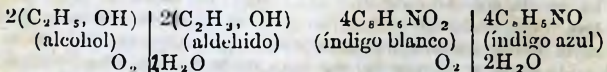
Si se inflama el hidrógeno que se desprende en la estromidad afilada de un tubo de vidrio vertical y se circuyo la llama con un tubo grande de vidrio (fig. 25) abuerto en las dos puntas, se oye un sonido continuo, cuya altura depende de la longitud del tubo. Al propio tiempo se ve angostarse, alargarse y presentar esta llama en sus bordes movimientos vibratorios bastante rápidos. La produccion de sono, la que sin embargo no es únicamente propia á la llama de hidrógeno sino conviene tambien á otras llamas gaseosas, se funda en el principio acústico de los tubos á luengüeta. Se engendran pues en el tubo de vidrio condensaciones y dilataciones alternativas de aire, así como lo sucede tambien en dichos tubos. Estas alternativas forman cierta periodicidad en la entrada del aire por la parte inferior del tubo sonoro, y por tanto vibraciones que reflejadas en los estremos del tubo originan ondas fijas correspondientes á las dimensiones del tubo. Si la llama está cerca de la abertura del tubo ancho, arde silenciosamente; mas para forzarla á cantar basta hacer oír el sonido que daría espontáneamente si penetrase mas en el tubo. (Armónica química).

Con los tres halógenos: cloro, bromo, iodo se combina el oxígeno solo por via indirecta formando diferentes anhídridos y óxidos ácidos, los que veremos en breve. Siendo mayor la afinidad del oxígeno hácia el iodo que hácia el bromo y cloro, y mayor hácia el bromo que hácia el cloro, los óxidos del iodo son los mas fijos, y los del bromo mas estables que los del cloro. Por la misma razon es espelido por el iodo el cloro y bromo de sus combinaciones oxigenadas.

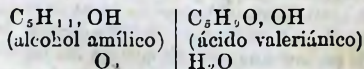
Con las sustancias orgánicas acciona el oxígeno ora ya en temperatura ordinaria, ora en mas elevada. Las diferentes reacciones que verifica con ellas pueden reducirse á las siguientes: 1° Los átomos de oxígeno se añaden simplemente á las moléculas de las sustancias orgánicas.



2° El oxígeno saca de las moléculas átomos de hidrógeno ó carbono para formar con ellas agua ó ácido carbónico anhídrico (oxidacion indirecta):



3° Un átomo del oxígeno se sustituye á átomos de la molécula orgánica, que saliendo se combinan con el otro átomo del oxígeno.



El oxígeno es aquel elemento que reduce todas las sustan-

cias orgánicas á combinaciones inorgánicas del reino mineral por tres procedimientos no ménos universales que importantes, es decir: por la *corrupcion* y *putrefaccion*, por la *respiracion*, por la *combustion*. Las hojas que caen de los árboles, la muchedumbre de yerbas que mueren anualmente, los troncos de los árboles que se precipitan al suelo, todos los residuos de la vegetacion, así como los restos de los animales y hombres ¿donde se van? Despues de poco tiempo han desaparecido. Decimos, se corompen, se pudren, sí, mas en verdad esto no es otra cosa sino la oxidacion de los átomos de carbono y los de hidrógeno segun la segunda especie de reaccion del oxígeno formando y volatilizándose vapor de agua y anhídrido de ácido carbónico, mientras dependientemente de esto el nitrógeno sale en forma de compuestos amoniacales y nitratos y los elementos no orgánicos en la de sales inorgánicas (carbonatos, sulfatos, fosfatos). Verdad es que esta descomposicion se efectúa por medio de oxígeno, mas ella no se debe únicamente al oxígeno. Pues veremos en la química orgánica que las sustancias orgánicas se mantienen en oxígeno puro, sin descomponerse, por tiempos indefinidos, y sea que se llamen los procedimientos de putrefacion y de corrupcion de las sustancias organizadas procedimientos “*espontáneos*”, nunca se verifican si no son introducidos por ciertos gérmenes de plantas y animales microscópicos que nadan siempre en el aire atmosférico.

4° PROPIEDADES FISIOLÓGICAS. El oxígeno es sin olor y color. Teniendo el oxígeno importantísimo papel en los procedimientos fisiológicos, se le daba el nombre de “*aire de vida*” ó “*aire vital*”. Aquí no entramos en la esplicacion ulterior de este asunto, que se espondrá difusamente en la química fisiológica: indicamos solamente que toda la vida vegetal bajo respecto material y químico no es otra cosa que un procedimiento de reduccion de los compuestos oxigenados, y la parte mas principal de la vida animal bajo el mismo respecto una oxidacion gradual de las combinaciones orgánicas (albuminatos, sustancias grasas, carbohidratos).—Sin embargo el oxígeno puede tambien influir como un veneno. Pues poniendo un animal en aire rarefacto, se difunde el aire de la sangre en otros vasos y principalmente en las venas, produciendo la muerte; asimismo, cuando se abre una vena de un animal y se introduce aire en ella, el animal cae casi instantáneamente muerto. De tal suerte el mismo oxígeno que mantiene nuestra vida entrando por los pulmones, la destruye introducido en las venas. En oxígeno puro viven los animales mas tiempo que en el mismo volumen de aire; él no produce ninguna irritacion de los canales de respiracion y de los pulmones como se creyó ántes; á lo mas se aumenta la frecuencia del pulso y el calor propio.

5° ESTADO NATURAL. El oxígeno es de todos los elementos el mas estendido en la naturaleza. Casi todos los cuerpos orgánicos é inorgánicos, en la parte conocida de la tierra contienen oxígeno. Está mezclado con el nitrógeno en el aire, del cual forma la quinta parte próximamente (23 por ciento segun volumen.) Lo demas del oxígeno se halla en combinacion con otros elemen-

tos. Considerando que todas las aguas contienen 89 por ciento de oxígeno, que en el cuarzo, los silicatos, carbonatos, sulfatos, fosfatos y las demás sales oxigenadas, que constituyen los minerales principales, de que constan las piedras, y las rocas, importa el oxígeno poco más ó menos la mitad de la masa, podemos decir: casi la mitad ó á lo menos 2 terceras partes de todo el reino inorgánico es oxígeno. No menor es su cantidad en el reino orgánico. Pues más que la mitad de cada organismo es agua y contiene ya bajo esto solo respecto una porción notable de oxígeno; pero también en todas las demás sustancias del organismo el oxígeno es un componente universal y principal.

6° APLICACION. Se utiliza el oxígeno á la vez con el hidrógeno para la fusión del platino por medio del soplo de gas oxígeno ó hidrógeno, para la soldadura autógena, es decir para soldar metales por su borde sin interposición de un metal extraño, para la iluminación según el procedimiento de Tessié du Mothay y según el de Drumond. Para la iluminación por las lámparas de carbon-oxígeno se gasta únicamente el oxígeno.

• Ozono O_3 .

Sin. Modificación activa ó peróxido de oxígeno. Ozone, ozon.

Ya en 1783 Van Marum había observado que el oxígeno encerrado en un tubo de vidrio y sometido á la acción de una serie de chispas eléctricas adquiere un olor particular y tiene la propiedad de combinarse directamente con el mercurio á la temperatura ordinaria. Esta experiencia estaba completamente olvidada cuando Schoenbein dió á conocer las propiedades curiosas del ozono (de *ὄζειν*, oler) y llamó la atención sobre el papel que puede representar en la atmósfera. El interés escitado por el descubrimiento del ozono ha producido en seguida notables trabajos de Schoenbein primeramente y después los de Meissner, Marignac, Houzeau, Andrews, Tait, Williamson, de Babo, Claus, Brodie, Soret y de muchos otros. Sin embargo hasta el día aun no se ha aclarado toda su naturaleza. Siendo su importancia más teórica que práctica vamos á resumir con brevedad los resultados adquiridos á la ciencia, distinguiendo los que son ciertos de los que son más ó menos probables.

PREPARACION. *Por medio de electricidad.* Si se pasa una serie de chispas á través del oxígeno contenido en un tubo de vidrio de la forma que representa la fig. 26 y cerrado en *d e* por ácido sulfúrico, se ozonifica el oxígeno disminuyéndose el volumen del gas. También el oxígeno que resulta de la electrólisis del agua, acidulada por ácido sulfúrico ó aun mejor por ácido crómico, contiene siempre un poco de ozono, con tal que el electrodo positivo esté formado de un metal inoxidable y no contenga el agua ningún cuerpo capaz de absorber el ozono. Por lo demás, la cantidad de ozono obtenida es tanto mayor cuanto más baja está la temperatura y así se rodea de agua fría el vaso en que se produce la descomposición.

Por descomposición de los peróxidos y sustancias muy ricas en oxígeno. Haciendo reaccionar el ácido sulfúrico sobre el

peróxido de bario á una temperatura bajo 75° se obtiene oxígeno ozonizado. Puede reemplazarse el peróxido de bario con permanganato ó manganato de potasio. Se practica el experimento poniendo bajo una campana tubulada una capsulita de porcelana con ácido sulfúrico y echando por la tubuladura peróxido de bario ó permanganato de potasio en el ácido sulfúrico.

Por oxidaciones lentas. Segun Schoenbein todas tales oxidaciones son acompañadas de produccion de ozono. Así se obtiene por la oxidacion lenta del fósforo, aire cargado de bastante ozono, para verificar con él las reacciones características. Realízase el experimento poniendo barras de fósforo comun en un balon que contiene una corta cantidad de agua, de modo que parte del fósforo esté sumergida en el agua y parte en el aire, despues se pasa con un aspirador una corriente muy lenta del mismo. Producese fuera del ozono ácido fosforoso. La oxidacion lenta de la esencia de trementina conduce al mismo resultado, pues si se agita esta esencia con aire en un frasco, resulta que el gas adquiere las propiedades del ozono. La ozonificacion del aire por la esencia de trementina es muy favorecida por los rayos solares. (1)

Advertencia. En todas estas preparaciones así como en todas las demas, nunca se obtiene ozono puro sino aire ú oxígeno mezclado con poco mas ó ménos de ozono. Por lo comun el ozono no importa mas que 5 por ciento de oxígeno. Sinembargo Andrews afirma haber ozonizado del oxígeno hasta $\frac{1}{4}$ parte.

2º **PROPIEDADES FÍSICAS.** El ozono es un gas incoloro cuya densidad es 12 y el peso molecular 24. Las demas propiedades físicas aun no se han podido determinar exactamente, por ser imposible de prepararlo puro. Sinembargo sabemos que el ozono posee un poder muy notable de radiar y absorber los rayos caloríficos. Pues segun las investigaciones de Tyndall el oxígeno ozonizado que no contenia sino muy poco de ozono, mostraba un poder de absorcion y de radiacion 136 veces mas fuerte que el del oxígeno. Muy interesante es tambien la experiencia que hizo Schoenbein. Poniendo una hoja de platino en oxígeno ozonizado y otra en aire observó este químico que la primera era electronegativa en relacion con la segunda y desarrollaba con aquella sumergida en un líquido electrolito una corriente eléctrica. Ademas comprobó que hojas de platino introducidas en una atmósfera que contiene *antozono*,—es decir, una cierta modificacion del ozono, la que explicaremos en breve,—vuelven igualmente electronegativas, mas en relacion con otras, que están en ozono, manifestan polarizacion positiva.

3º **NATURALEZA DEL OZONO Y PROPIEDADES QUÍMICAS.** El ozono es una combinacion de tres átomos de oxígeno y su fórmula molecular es O₃. Segun las experiencias de varios químicos parece que existen dos modificaciones del ozono, el *ozono* y el *antozono* (*atmizono*). Ambas constan igualmente de tres átomos, mas su estado eléctrico es diferente. Pues las moléculas del ozono se

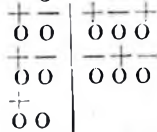
(1) Así se explica el blanqueamiento y la corrosion de los corchos con que se tapan frascos de esencia de trementina.



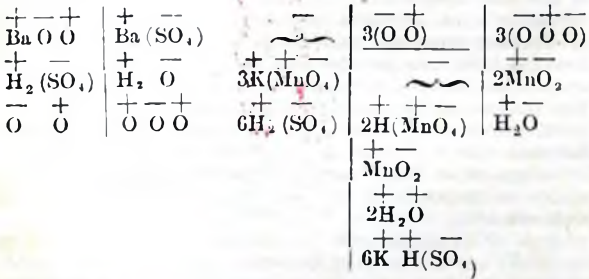
consideran compuestos de dos átomos electronegativos y de uno electropositivo, mientras que las del antozono contienen dos átomos electropositivos y uno electronegativo. En conformidad con esto se les dan á ambas modificaciones las fórmulas teóricas:



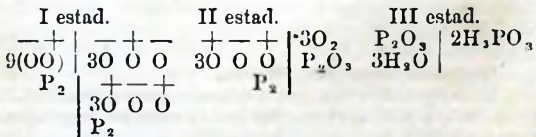
Se explica la transformación del oxígeno en ozono por medio de la electricidad según la siguiente fórmula:



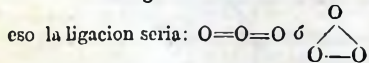
Suponiendo con Schoenbein, Meissner, Houzeau y otros que en unos peróxidos ó compuesto muy ricos en oxígeno, el oxígeno desalojado por ácidos sea electropositivo (*antozonidos*), mas en otros electronegativo (*ozonidos*), estos producirían ozono y aquellos antozono.



Aun mas complicada es la producción de ozono en las oxidaciones lentas. Pues según Schoenbein la sustancia que se oxida polariza primero el oxígeno, transformándolo en ozono y antozono y oxidase en seguida gastando oxígeno principalmente de la una modificación. Por consiguiente se espesaria la formación de ozono por el influjo del fósforo por esta fórmula.



(1) En cuanto á la atomicidad del oxígeno, unos químicos suponen que un átomo del oxígeno en el ozono es tetravalente, otros atribuyen también al oxígeno del ozono solamente una atomicidad doble, según

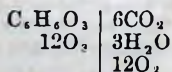


Por ser la combinacion de sus átomos violenta, el ozono es un compuesto muy inestable. Se descompone completamente á 80-150°, ó pasando por tubos muchas veces encorvados, igualmente se transforma en oxígeno ordinario aumentando su volumen en contacto con diferentes sustancias, por ejemplo: con polvo de carbon, peróxido de manganeso, peróxido de plomo &a. sin cambiarlas. Cuando se lo guarda en frascos, en muy poco tiempo se vuelve espontáneamente oxígeno ordinario. Tocante al influjo del ozono con las demas sustancias, es de notar que obra sin duda mas enérgicamente que los cuerpos sumamente activos, por ejemplo, el cloro. Pues considerando que el oxígeno ó aire ozonizado, si bien que no contiene sino cantidades muy cortas de ozono, verifica reacciones muy vivas, podemos ciertamente concluir á una actividad del puro ozono mucho mas aumentada. El ozono reduce los óxidos y oxida los cuerpos no oxidados. Con cloro, bromo, iodo, nitrógeno, fósforo, arsénico, azufre, selenio &a. forma en presencia de agua, los ácidos correspondientes mas ricos en oxígeno, asimismo cambia el ácido iodhídrico y sulfhidrico, hidrido de fósforo formando ácido iódico, sulfúrico, fosfórico, el amoniaco transforma en nitrato de amonio. Los metales pulverizados y humedecidos (escepto el oro, platino y los metales platinoides) muda en óxidos y peróxidos, los sulfidos en sulfatos. Del iodido de potasio aisló primero el iodo formando óxido (resp. hidróxido) de potasio, luego produce jodato de potasio (1). Las protosales del hierro y del manganeso transforma en las sesquisales correspondientes y las sales del plomo, cobre &a. en las sales que se derivan de los óxidos de cobre y plomo.

Algunos peróxidos metálicos son reducidos por el ozono, por ejemplo el peróxido de hidrógeno, los peróxidos alcalinos y tierraalcalinos.

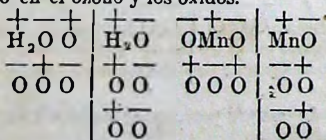


El ozono ataca enérgicamente las sustancias orgánicas, algunas oxida de la misma manera como se lo hace en la combustion, asi transforma el ácido pirogálico en agua y ácido carbónico anhídrico:



El descompone leche, leña, corcho, caucho, alumina &a.

(1) Segun Schoenbein, Meissner y otros, por el ozono son reducidos los antozonidos y por el antozono los ozonidos (MnO_2 , Mn_2O_7 , CrO_2 &a.) Explican, pues, estas reducciones por la polarizacion opuesta del oxígeno en el ozono y los óxidos.

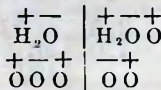


Así como el cloro blanquea diferentes materias orgánicas colorantes, por ejemplo, el índigo. Pero la tintura de guayaco es teñida de azul por el ozono.

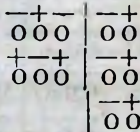
De lo que acabamos de esponer se comprenderán las reacciones características para el ozono. Tiras de papel cubiertas con engrudo de almidon, que contiene iodido de potasio, pone el ozono azules, tales que son cubiertas con sulfido de plomo negro blanquea, otras que tienen protosulfato de manganeso ennegrecen en una atmósfera ozonizada. En la misma se vuelven blancas tiras de papel teñidas por índigo ó tornasol.

Hay una clase de cuerpos, principalmente orgánicas, que en contacto con aire (y bajo el influjo de la luz) absorbiendo el oxígeno lo transforman en ozono y lo retienen así sin oxidarse. Mas si vienen en contacto con sustancias oxidables sueltan el ozono para oxidarlas. Llámense estos cuerpos "*portadores de ozono*". Tal es entre otros la esencia de trementina. Mientras que unos de ellos ceden espontáneamente su ozono á sustancias orgánicas, otros no lo sueltan sino por medio del influjo de una tercera sustancia, que lo lleva del portador de ozono á la sustancia oxidable. Esta otra clase de sustancias son los "*trasladores de ozono*" y pertenecen á ellas sustancias inorgánicas (polvo fino de platino, protosales de hierro &c.) y orgánicas (glóbulos de sangre) (1). Esta experiencia se practica del modo siguiente. Poniendo á la tintura de guayaco algunas gotas de esencia de trementina ozonizada, aquella no se tñe de azul, mas añadiendo demas poco de una disolucion de protosulfato de hierro ó de glóbulos de sangre, la tintura de guayaco vuelve azul instantáneamente. La misma experiencia puede verificarse con éter ó aceite ozonizado de almendras amargas.

Hasta ahora hemos puesto solamente las propiedades que son propias al ozono que se obtiene por los métodos de preparacion señalados (pág. 10); los autores que sostienen la existencia de una segunda modificacion de ozono, es decir del antozono, le atribuyen las propiedades características siguientes. Con vapores de agua producen nieblas descomponiéndose y cambiando el agua en peróxido de hidrógeno:



Ademas el antozono es mucho ménos estable que el ozono y no puede mantenerse en contacto con este.



(1) Los glóbulos de sangre pertenecen tambien á los portadores de ozono.

Fundándose en estas dos reacciones explican dichos químicos la circunstancia que por los métodos de preparación de ozono se obtiene generalmente solo la modificación negativa (1). El antozono no oxida el ácido pirogálico, tampoco el iodido de potasio; mas reduce el peróxido de manganeso y el de plomo, lo que no hace el ozono.

4° PROPIEDADES FISIOLÓGICAS. El ozono tiene sabor muy ácido semejante al del cloro y de ácido sulfuroso. Su olor es tan penetrante que el aire, apesar que no contenga mas de $\frac{1}{100000}$ de ozono, deja percibir claramente el olor de ozono. Es sumamente venenoso y los animales pequeños mueren pronto en aire ozonizado. Si se le respira, ataca fuertemente las membranas mucosas y los pulmones y produce tos. Sin embargo es muy probable que en el organismo animal todo el oxígeno inhalado es transformado en ozono, como lo veremos en la química fisiológica.

El antozono, aunque tenga olor semejante al del ozono, segun se dice, puede distinguirse facilmente de él. Inhalado por la nariz ó por la boca produce náusea, ahogo, vómito.

5° ESTADO EN LA NATURALEZA. Cantidades cortas de ozono se descubren casi siempre en la atmósfera. El sirve para purificar el aire destruyendo las miasmas y contagios. Algunos han observado que en lugares donde dominaban enfermedades contagiosas, por ejemplo, la cólera, habia desaparecido todo el ozono en el aire.

Para reconocer la presencia del ozono en el aire se utiliza la reaccion que da con el iodido de potasio. Pues un papel almidonado é impregnado con iodido de potasio, azulca, como lo tenemos dicho arriba, en el aire que contiene ozono, y comparando la intensidad de la coloracion producida con una escala de colores diferentes que corresponden á determinados contenidos de ozono en el aire se calcula aproximativamente la cantidad de ozono. Pero como el papel almidonado y iodurado tiene el inconveniente de colorarse tambien bajo otras influencias que el ozono (2), Houscau ha propuesto el uso de papel de tornasol teñido en rojo vinoso é impregnado de iodido de potasio. Este papel pasa al color azul bajo la influencia del ozono, que produce hidróxido ú óxido de potasio (pág. 101). Es verdad que el mismo reactivo aunque resista mejor á los demas influjos fuera del ozono, sin embargo azulca como el primero en presencia de vapores nitrosos, de modo que no hay ningun reactivo capaz de demostrar incontestablemente la existencia del ozono en la atmósfera (3).

(1) Sin embargo la preparacion del ozono por medio de BaO, y H₂SO₄ da segun ellos antozono [cfr. pág. 100].

(2) Así azulca por una viva insolacion, por influjo de vapores nitrosos, por los aceites esenciales que exhalan ciertas plantas.

(3) Fundándose la existencia de estos vapores nitrosos en la atmósfera sobre el influjo del ozono en el aire, la coloracion azul producida por aquellos, deja ver indirectamente la existencia y la cantidad del ozono.

COMPUESTOS DE HIDRÓGENO Y OXÍGENO: AGUA Y PERÓXIDO DE HIDRÓGENO.

Agua H_2O .

Sin. Óxido de hidrógeno; Wasser, water, eau.

1º PREPARACION. Ya conocemos diferentes modos por qué se podría preparar químicamente el agua, pues hemos visto que se forma uniendo directamente hidrógeno y oxígeno por medio de calor ó de electricidad (pág. 95) ó reduciendo los óxidos metálicos por el hidrógeno (pág. 55). Pero nunca se la prepara así, sino purificando el agua natural por medio de *destilacion*. La destilacion es aquella operacion física por medio de la cual se separan diferentes líquidos ó disoluciones por el calor. Pues teniendo cada líquido y cada disolucion ó en general cada sustancia su temperatura de ebullicion propia, se puede sacar un líquido mas ó menos puro de una mezcla líquida, llevando la temperatura de esta al punto á que hierve el líquido que se quiere separar. Actualmente casi todas las destilaciones se practican por medio de los alambiques ó retortas (1). Lo esencial de todos estos aparatos de destilacion consta en dos partes: una en que se efectúa la evaporacion á una determinada temperatura y otra en que se condensan por enfriamiento los vapores separados en la parte primera.

En cuanto á la destilacion del agua en especial por medio de un alambique (2), ella se echa en la cuba de cobre estafiado B (fig. 27) (*cucurbita caldera*), y el agua evaporada despues de subir al capitel A (*montera*) va á condensarse en gotitas en el tubo D arrollado en hélice (*culebra*) y rodeado de una vasija F (*refrigerante*) llena de agua fria. No se recogen las primeras partes del agua que contienen las impurezas procedentes de las impurezas del refrigerante y las sustancias mas volátiles que el agua, por ejemplo, ácido carbónico y otros gases absorbidos, sustancias orgánicas volátiles. Tambien es necesario detenerse cuando han pasado á la destilacion las tres cuartas partes del agua para evitar la proyeccion de las materias en el estado sólido y la produccion del ácido clorhídrico que pudiera resultar de la descomposicion de los cloridos.

Para que el agua destilada satisfaga á todos los usos del laboratorio, preciso es que no tenga ni sabor ni olor, evaporándola sobre una hojita de platino no deje ningun rezago, con el sulfido de amonio no dé precipitado (cobre, plomo, hierro), que no se enturbie con la disolucion de hidróxido de bario (sulfatos, carbonatos,) tampoco con oxalato de amonio (compuestos de calcio), con nitrato de plata acidulada (cloridos), con una mezcla de clorido de mercurio y un poco de carbonato sódico (amoníaco).

(1) Antiguamente estaban en frecuente uso todavía otras dos maneras de destilar, á saber: la destilacion *per ascensum* y la *per descensum*. De estas se distinguía la por alambiques y retortas llamándola destilacion *per latus*.

(2) Para la destilacion del agua los aparatos de metal (cobre estafiado) se prefieren á los de vidrio.

1° **PROPIEDADES FÍSICAS.** El agua pura es un líquido transparente é incoloro en pequeña masa, y de azul añil en grande cantidad, como el agua que sale de los ventisqueros, v. g. la de algunos lagos de la Suisa (1). Su peso molecular es 18. Presentase bajo los tres estados de agregacion.

Se solidifica á una temperatura que se ha tomado para el cero del termómetro centígrado, y del de Réaumur, cristalizándose entonces en prismas hexagonales estrellados (fig. 28). Los copos de nieve nos representan muchas veces esta forma. Durante su solidificacion se aumenta el agua en volúmen; su densidad disminuye y es 0,0018. Puede demostrarse este aumento brusco de volúmen á beneficio de una pistola cerrada con un tapon de tornillo ó mas sencillamente por medio de un frasquito de vidrio lleno de agua cuyo tapon está sujeto sólidamente con un bramante. Sumérgese este frasco en una mezcla refrigerante de hielo y sal marina; á los pocos instantes se advierte su ruptura por un pequeño ruido seco. Este aumento de volúmen nos explica por qué queda el hielo en la superficie del agua. La ruptura de las piedras agrietadas, la de los tejidos celulares de las plantas consisten en la misma causa.—El hielo es sin color y transparente, en grandes masas azul, conduce poco el calor y no la electricidad, por frotacion se vuelve eléctrico.

Cuando se calienta el agua se contrae desde 0° hasta 4°; se dilata en seguida, si la temperatura sigue elevándose (2). El agua á 0° es 772 veces mas densa que el aire, su densidad máxima á 4° (3) se ha tomado como unidad de las densidades de los demas líquidos de los cuerpos sólidos.

El agua emite á toda temperatura vapores que se mezclan con el aire, y esto de un modo tanto mas activo, cuanto mas alta es la temperatura y cuanto menor es la presion atmosférica. Entra en ebullicion bajo la presion 760^{mm} á una temperatura que se ha tomado para el 100° del termómetro centígrado, para el 80° del de Réaumur y para el 212° del de Fahrenheit (4).

(1) Si es verde el agua ó si manifiesta otros colores, esto consiste en que ha disuelto materias estrañas, ó viene del reflejo de las nubes, del cielo &c. ó se manifiesta el influjo del color del fondo del agua.

(2) El coeficiente de dilatacion es segun Kopp: entre 0° y 25°, 25 y 50°, 50 y 75°, 75 y 100:

$$V=1-0,000061045t+0,0000077183t^2-0,00000003734t^3$$

$$V=1-0,000065416t+0,0000077587t^2-0,000000035408t^3$$

$$V=1+0,00005916.t+0,0000031349t^2+0,000000072848t^3$$

$$V=1+0,00008645.t+0,0000031892t^2+0,000000024487t^3$$

(3) Sin embargo algunos físicos ponen la densidad máxima del agua á otras temperaturas, 3^c.8 [Pluecker], 3°.68 [Neumann].

(4) Este punto de ebullicion conviene solo al agua pura, bajo dicha presion. Si contiene sales, ellas aumentan la temperatura de ebullicion, p. ej.:

agua saturada con	1	sulfato de sodio	hierve á	107°,7
" "	3	clorido de sodio	"	108°,4 (109°)
" "	5	clorido de amonio	"	114°,2
" "	"	nitrato de sodio	"	121°
" "	"	nitrato de calcio	"	151°
" "	"	nitrato de amonio	"	182°

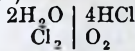
Aumenta su volumen hirviendo de 1696 veces (760^{mm}).

Absorción y disolución. El agua es notable por su poder disolvente universal que se ejerce en los sólidos, líquidos y gases. La solubilidad de los sólidos y líquidos se aumenta en lo general cuando se eleva la temperatura y lo contrario sucede en la de los gases.

PROPIEDADES QUÍMICAS. La combinación entre oxígeno é hidrógeno en el agua es saturado en cuanto á la atomicidad y afinidad, ella es por tanto neutral y estable. El agua líquida y pura, según unos físicos no es electrólito, según otros se la puede electrizar por una corriente muy fuerte; el vapor de agua es descompuesto por chispas eléctricas. Una temperatura muy subida la descompone igualmente, así obra un hilo de platino enrojecido en vapor de agua por medio de la corriente eléctrica; la descomposición parcial ya comienza en la temperatura en la cual se funde la plata, es decir cerca de 1000°, mas completa es solamente á unos 2500°. Echando platino fundido en agua se desprende una cantidad abundante de hidrógeno y oxígeno.

En contacto con otras sustancias ocasiona el agua diferentísimas reacciones. Las reducimos á cuatro clases.

a) Unos cuerpos de mayor afinidad hácia el hidrógeno que el oxígeno sacan aquel elemento aislando oxígeno. Así obran los halógenos (v. pág. 64 y 80):



b) Otros se apoderan del oxígeno poniendo libre el hidrógeno. De tal suerte obran generalmente solo los cuerpos mas electropositivos que el hidrógeno, es decir, la mas grande parte de los metales, y puede juzgarse la afinidad de ellos hácia el oxígeno, según la mayor facilidad y energía con que descomponen el agua. Bajo este respecto se agrupan los metales en las seis clases siguientes:

1ª clase: metales que descomponen el agua desde 0° hasta la mas alta temperatura y absorben el oxígeno en todas temperaturas: K, Na, Li, Rb, Cs, Ba, Sr, Ca, Mg.

2ª clase: metales que descomponen el agua solo cerca de 100° ó un poco mas allá y absorben el oxígeno aun á la mas alta temperatura: Al, Be, Zr, Ce, Y, To, Mn.

3ª clase: metales que descomponen el agua al calor rojo oscuro y absorben el oxígeno aun á las mas altas temperaturas: Fe, Co, Ni, Zn, Sn, Cd, Cr, Va.

4ª clase: metales que no descomponen el agua sino con mucha dificultad y en un grado de calor muy elevado, es decir, á

agua saturada con carbonato de sodio, á 104° 6

„ „ „ 4 clorido de potasio á 108° 3

„ „ „ 6 nitrato de potasio á 115° 9

„ „ „ carbonato de potasio á 140°

„ „ „ clorido de calcio á 179° 5

„ „ „ hidróxido de sodio á 215° 5

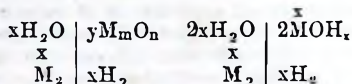
Tambien los gases absorbidos mudan la temperatura de ebullicion. Ademas influye la naturaleza del vaso. Mayor es la temperatura de ebullicion del agua en vasos de vidrio que en los de metal.

la temperatura roja clara ó blanca, pero que absorben el oxígeno aun á la mas alta temperatura: Mo, Ti, Ta, Sb, Wo, Pb, Cu, Bi.

5ª clase: metales que fundidos descomponen el agua sin oxidarse y cuyos óxidos son reducibles por el calor: Pt y los metales platinóides.

6ª clase: metales que no descomponen nunca el agua y cuyos óxidos son reducidos facilmente por calor: Hg, Ag, Au (1).

La descomposicion se verifica en todos estos casos segun las fórmulas generales: *

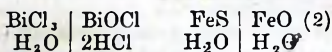


Así como los metales accionan tambien unos pocos elementos electronegativos, por ejemplo el carbon en temperatura subida, ademas algunos óxidos no saturados completamente con oxígeno, por ejemplo el óxido de carbono (CO), el subóxido de wolframo (WO), el hidróxido de silicio (Si₂O₃H₂) &a, entonces diferentes subóxidos ó protóxidos metálicos.

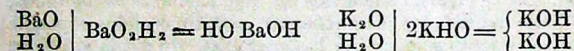
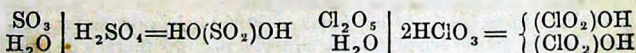
c) Algunos cuerpos descomponen el agua de tal modo, que ninguno de sus componentes se aísle libre, sino ambos entren en nuevas combinaciones, mas en diferentes moléculas. Así obra el azufre y fósforo en temperatura subida, este á 260-280° aquel á 200°.



Lo propio sucede con diferentes cloridos, bromidos, iodidos, fluoridos, cianidos, sulfidos.



d) Finalmente hay diferentes clases de cuerpos, cuyas moléculas se añaden ambos elementos del agua. Entre las sustancias inorgánicas influyen así los óxidos metálicos muy básicos transformándose en hidróxidos, y los anhídridos dando ácidos.

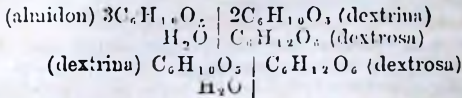


Esta reaccion sucede tambien frecuentemente con sustancias

(1) Las aleaciones obran como los metales, de los cuales se componen.

(2) Los sulfidos metálicos verifican tal reaccion en temperatura subida viniendo en contacto con vapor de agua sobrecalentado.

orgánicas, por ejemplo:



En las combinaciones originadas por adición de agua no existe mas el agua; sus elementos de otro modo colocados y ligados tienen otra función química (cfr. pág. 23). Por esto se explica la producción de calor notable que se verifica á veces en tales adiciones de agua. Conocido es el calor que se desarrolla al apagar la cal; uniéndose el óxido de bario con agua se eleva la temperatura de tal suerte que á veces el hidróxido de bario formado se pone rojo y se funde. Al mezclar agua y ácido sulfúrico anhídrico sube la temperatura al punto de ebullición.

Los diferentes modos de union entre agua y otras sustancias fuera de la química.

Hay una serie de varias uniones moleculares, que se acercan mas y mas á la combinación química de modo que en los últimos grados es á menudo difícil distinguir si se trata de union química (atómica) ó física (molecular). Hasta ahora hemos explicado solo la de la disolución (pág. 16); mas ofreciéndonos el agua ejemplos de todas las especies de uniones moleculares, ya vamos á esponerlas todas valiéndonos de los ejemplos concretos del agua. Podemos distinguir diez grados de union material los que son comenzando con la mas floja:

1° *Mezcla mecánica ó molar*: Juxtaposición de partículas ó molas (pág. 8) aducida no por fuerzas interiores sino por circunstancias exteriores. Tal hallamos en la mezcla de polvo de hierro con flores de azufre. Se encuentra en esta union tambien el "agua de decrepitation". Pues llámase así el agua que está incluida en los cristales que se han formado en disoluciones acuosas, porque al calentarles el agua encerrada les hace reventar chisporroteando.

2° *Mezcla física ó molecular*: Juxtaposición de las moléculas por fuerzas moleculares, que no siendo fuerzas de union no la producen sino indirecta y secundariamente. Todas mezclas gaseosas: aire, vapor de agua del aire.

3° *Adhesion*: Juxtaposición de las moléculas por fuerzas moleculares, que verifican directamente la union. Adhesion entre dos láminas de vidrio, agua microscópica.

4° *Agrupamiento de los cristales*: Juxtaposición exterior y regular de las masas cristalinas producida por las fuerzas de cristalización. Los jemeles, trijemelos y quadrijemelos cristalinos, agrupamiento regular de las partículas cristalinas en los copos de nieve, agrupamiento regular de los cristallitos de rutila sobre los cristales de hematita

5° *Cohesion*: Juxtaposición homogénea de las moléculas por las fuerzas moleculares que producen union física. Vidrio. Agua.

6° *Cristalización*: Juxtaposición regular y simétrica de las moléculas, efectuada por las fuerzas de cristalización. Hielo.

7° *Disolución*: (cfr. pág. 13 nota). El agua que ha disuelto

tanto de un gas, líquido ó sólido cuanto puede, se dice "saturada."

En cuanto á los gases se llama la cantidad de gas (reducido á 0° y á la presión de 760^{mm}) que satura un litro de agua ú otro líquido bajo la presión de 760^{mm} el "coeficiente de absorcion ó de solubilidad." Este es diferente para los varios líquidos y los varios gases (1). Las disoluciones acuosas de los gases tienen un volúmen mayor que el agua sola y tambien por lo general mayor peso específico; rara vez, como por ejemplo, en la disolucion de amoniaco, se disminuye con la absorcion el peso específico. Quanto mayor es el peso específico del gas, tanto mayor es el peso específico de disolucion acuosa. Aumenta y disminúyese el coeficiente de absorcion generalmente en razon directa con la presión y en razon opuesta con la temperatura. Notamos en especial dos leyes relativas á la solubilidad de los gases en agua.

I. *El agua en contacto con una atmósfera indefinida de un gas disuelve un volúmen, que reducido á la presión de esta atmósfera, está para una temperatura dada en una relacion constante con el volúmen del líquido (2).* Resulta de esta ley que el peso del gas disuelto por un volúmen dado de líquido es proporcional á la presión. El gas disuelto deberá pues desprenderse en su totalidad cuando se haga el vacío mas arriba de la disolucion y al contrario, si se aumenta la presión del gas puesto en contacto con el líquido se podrá disolver mayor peso del mismo. Esto es en efecto lo que se utiliza en la preparacion de las aguas de Seltz y semejantes artificiales, pues poniendo agua en contacto con ácido carbónico anhídrico comprimido, v. g. á 7 atmósferas se le hace disolver un peso de gas 7 veces mayor que el que disuelve cuando el ácido carbónico tiene solamente la presión atmosférica.

II. *El agua en presencia de una atmósfera formada de muchos gases, disuelve cada uno de ellos como si estuviere solo, con la presión que posee en la mezcla.* (Dalton). Así el agua en contacto con el aire atmosférico absorbe el nitrógeno como si este gas estuviere solo con una presión igual á los $\frac{1}{5}$ próximamente de la presión total y el oxígeno, como si por sí solo formase la atmósfera con una presión igual á $\frac{1}{5}$ de la presión total, y por eso la relacion en que estos gases se hallan disueltos es igual á

$$\frac{0,029 \times \frac{1}{5} \quad (3) \quad 0,0058}{0,014 \times \frac{1}{5} \quad 0,0112} = \frac{0,34,11}{N. 65,89} \left. \vphantom{\frac{0,029 \times \frac{1}{5} \quad (3) \quad 0,0058}{0,014 \times \frac{1}{5} \quad 0,0112}} \right\} 100$$

Al congelar el agua suelta los gases que tenia disueltos.

La disolucion de las sustancias líquidas ó sólidas se verifica, ora con desarrollo de calor, ora con absorcion de calor, en

(1) Los coeficientes de absorcion de los diferentes gases se indican al tratar de cada uno de ellos.

(2) Esta ley llamada la de Henry-Dalton, no vale para todos los casos, sino para la mas grande parte, tampoco se puede aplicar para presiones muy crecidas.

(3) 0,029 y 0,013 son los coeficientes de absorcion del oxígeno y nitrógeno en temperatura media.

la disolucion de los sólidos la absorcion de calor es el fenómeno mas general. Las disoluciones tienen densidad diferente de la agua, la que varia no solo con la densidad varia de la sustancia disuelta, sino tambien con la diferente contraccion que acompaña generalmente la disolucion. Por lo regular el disolvente disuelve mas de un sólido en caliente que en frio, pero el aumento de la solubilidad es muy desigual en casos diferentes y rara vez es exactamente proporcional al aumento de la temperatura. Con mucha claridad se representa *gráficamente* la relacion que media entre la cantidad de sal disuelta en un peso conocido de agua y la respectiva temperatura. Para esto se toma un papel con cuadrados, y se conviene que las distancias que separan los puntos de division equidistantes, tomados en una misma línea recta horizontal representan cada una de ellas un grado del termómetro (cfr. la tabla I, que sigue); despues en las verticales tiradas por estos puntos de division se toman longitudes proporcionales al peso de la sal disuelta en un mismo peso de agua á estas diferentes temperaturas. Juntando en seguida por un trazo continuo las estremidades de las longitudes así determinadas, se tienen las "*curvas ó las líneas de las solubilidades.*"

Una disolucion saturada de una sustancia mas soluble en caliente que en frio, abandona por lo comun al enfriarse una parte del cuerpo que contenia, en términos de retener solamente la cantidad de sustancia que se habria disuelto á esta temperatura hasta la cual desciende. En tal propiedad se funda el modo de cristalización mas generalmente empleado en nuestros laboratorios y la industria (alumbre, salitre, borax &c.). Con todo, cuando el líquido no está en contacto con un exceso de la sustancia cristalizada, sucede á las veces que el enfriamiento no acarrea cristalización, diciéndose entonces que está "*sobresaturado*" el licor. Este es un fenómeno que presenta constantemente el sulfato y el hiposulfito de sodio, el alumbre amoniacal y otras muchísimas sustancias. La cristalización está en este caso provocado instantáneamente por un cristal de la sustancia introducida en la disolucion ú otro de un cuerpo isomorfo ó tambien por movimiento, elevándose generalmente la temperatura. Para comprobar este fenómeno se pone en un frasco (fig. 29) una disolucion saturada en caliente de sulfato de sodio, se hierve por algunos instantes el licor para que no puedan quedar cristales adherentes á las partes superiores del frasco, y despues se le cubre con un poco de algodón ó papel húmedo. El líquido puede entonces enfriarse sin que haya cristalización; pero si se introduce por medio de una barilla de vidrio una partícula cristalina de sulfato sódico en el licor, se ve producirse la cristalización y propagarse rápidamente desde el cristal introducido hasta las paredes de la vasija.

Tocante á los cambios de temperatura se puede decir que al disolver una sustancia sólida siempre se disminuye la temperatura con tal que no se verifique ninguna union química ó molecular especial entre el agua y la sustancia sólida, pues entonces hay únicamente transformacion del estado sólido al líquido la que está siempre acompañada de absorcion de calor. Mas cuan

acontece tal union, puede verificarse elevacion ó descenso de temperatura segun domine este efecto ó el de la disolucion ó li-
quidacion.—Se utiliza el descenso de temperatura notable que se
produce durante la disolucion de ciertas sales para obtener mez-
clas refrigerantes. Cuando se reemplaza el agua con hielo ó nie-
ve, el descenso es todavía mas considerable. He aquí las princi-
pales mezclas refrigerantes:

<i>Materias mezcladas.</i>	<i>Pesos relat.</i>	<i>Deescensó de temp.</i>
Clorido de amonio	5)	22°
Nitrato de potasio	5)	
Agua	16)	
Clorido de amonio	5)	25°
Nitrato de potasio	5)	
Sulfato de sodio	8)	
Agua	16)	25°
Nitrato de amonio	1)	
Agua	1)	
Nitrato de amonio	1)	32°
Carbonato de sodio	1)	
Agua	1)	
<hr/>		
Clorido de sodio	1)	hasta—20°
Nieve	2)	hasta—25°
Clorido de sodio	2)	
Clorido de amonio	1)	
Nieve	5)	hasta—28°
Clorido de sodio	10)	
Clorido de amonio	5)	
Nitrato de potasio	5)	hasta—32°
Nieve	24)	
Clorio de sodio	5)	
Nitrato de amonio	5)	de 0° á—40°
Nieve	12)	
Clorido de calcio cristalizado	5)	
Nieve	4)	de 0° á—45°
Clorido de calcio cristalizado	3)	
Nieve	2)	
Hidróxido de potasio	4)	de 0° á—45°
Nieve	3)	

Favoreciendo los ácidos la disolucion rápida bajan aun mas la
temperatura que la nieve:

<i>Materias mezcladas.</i>	<i>Peso relat.</i>	<i>Descenso de temp.</i>
Sulfato de sodio	3)	29°
Acido nítr. diluido (1 p. ac. conc. y 2 1 p. agua)	2)	
Sulfato de sodio	6)	33°
Clorido de amonio	4)	
Nitrato de potasio	2)	
Acido nítrico diluido	4)	

Sulfato de sodio	6)	
Nitrato de amonio	5)	35°
Acido nítrico diluido	4)	
Sulfato de sodio	8)	28°
Acido clorhídrico	5)	
Sulfato de sodio	5)	26°
Acido sulfúrico diluido	4)	
<hr/>		
Acido sulfúrico	1)	
Agua	1)	de 0° á—36°
Nieve	3)	
Acido clorhídrico concentrado	5)	de 0° á—33°
Nieve	8)	
Acido nítrico concentrado	4)	de 0° á—35°
Nieve	7)	

Se preparan estas mezclas pulverizando bien las sales, que han de ser cristalizadas, y mezclándolas íntimamente y pronto con el agua ó la nieve. Cuando se reemplaza la nieve por hielo, esto se debe tambien emplear en forma de polvo.

Las disoluciones acuosas segregan, congelándose, completamente las sustancias sólidas disueltas. Así como las sustancias disueltas influyen en la temperatura de ebullicion del agua (pág. 105 nota), así tambien mudan el punto de congelacion, generalmente lo bajan. El descenso muchas veces es proporcional á la cantidad de sal disuelta y siempre mayor que el descenso de temperatura bajo 0°, el que produce una mezcla de cantidades iguales de nieve y tal sustancia.

Siendo el agua es el disolvente mas universal, tiene un papel tan importante en todos los procedimientos de la naturaleza, en el reino inorgánico no ménos que en el orgánico, sirve pues de vehículo de las sustancias. Para el químico el conocimiento de la solubilidad ó insolubilidad de las sustancias es de suma importancia, él le permite prever las reacciones que seguirán al mezclar dos disoluciones, fundándose ellas generalmente en las diferencias de solubilidad (cf. pág. 13 y 14 y 16 [8°]).

Entre los elementos electronegativos son solubles solamente el hidrógeno, cloro, bromo, iodo, oxígeno y nitrógeno; el hidrógeno, oxígeno, nitrógeno y iodo, se disuelven muy poco.—De los metales ninguno se disuelve en agua, mas los metales alcalinos y tierra-alcálinos descomponen el agua, y luego disuélvense los hidróxidos formados, pero los hidróxidos tierra-alcálinos en cantidades muy cortas.—Los cloridos y bromidos con escepcion de los de plata, mercurio y plomo, todos se disuelven en agua.—Los anhídridos y ácidos de los elementos electronegativos, todos son solubles en agua, excepto los de bismuto, antimonio, silicio, titanio, y estaño; los de arsénico y boro son muy poco solubles.—Entre los óxidos é hidróxidos básicos no se disuelven los de los metales desde el grupo tercero (pág. 37) esceptuando solo el óxido de talio, plomo y lantano.—De los sulfidos son solubles solamente los de los metales alcalinos y tierra-alcálinos.—En cuanto á las sales hay tanta diferencia, que no se pueden dar reglas

generales, sin embargo podemos decir, que la mas grande parte de las sales neutrales son solubles en agua, no se disuelven los sulfatos de bario, estroncio, calcio, plomo, tampoco los carbonatos, fosfatos, arseniatos, antimoniatos, boratos, silicatos, titanatos, excepto los alcalinos. Por lo general las sales básicas son insolubles, las ácidas solubles. Las sales dobles casi todas son solubles, no los silicatos dobles.

8° *Deliquescencia ó disolucion espontánea*: Consiste este fenómeno en que ciertas sustancias, principalmente algunas sales, poseen tanta tendencia á unirse con el agua y disolverse en ella, que sin estar en agua, la atraen espontáneamente del aire ó de donde la pueden conseguir, y se disuelven en ella poco á poco. Poniendo, por ejemplo, clorido de calcio enteramente seco en una capsulita de porcelana al contacto del aire, se observará ya despues de un cuarto de hora que los pedazos de la sal están muy mojados en su superficie, y despues de mas tiempo no se hallará en la capsulita nada de sólido sino una disolucion acuosa de la sal. Lo mismo sucede con hidróxido de sodio y de potasio &c. Llámense tales sustancias "*deliquescentes*" y sirven para secar los gases (cfr. pág. 53 y 54).

9° *Aguahidráulica y agua de cristalización*: Las moléculas de muchas sustancias tienen la propiedad de unirse con un número determinado de moléculas de agua, para formar grupos moleculares individuales, es decir: moléculas compuestas que, bajo respecto físico, funcionan como sustancia una y singular. Tal union no es producida por la simple cohesion, sino por una fuerza atractiva mas íntima que la de la cohesion y la de la disolucion. Segun que el agua unida de tal manera molecularmente á otras sustancias determina su cristalización, ó á lo ménos una cierta cristalización, ó segun que no influye nada para tal fenómeno, se dice "*agua de cristalización*" ó "*agua hidráulica*". Siendo estos dos modos de union de suma importancia en los fenómenos químicos, hemos de entrar mas en su explicacion.

Por lo comun dicha union molecular del agua está acompañada de desarrollo de calor.—Ella puede verificarse con toda clase de sustancias: con los elementos [hidrato de cloro: $\text{Cl}_2 + 10\text{H}_2\text{O}$, hidrato de bromo: $\text{Br}_2 + 10\text{H}_2\text{O}$ (pág. 63 y 75)], con las bases (hidrato de hidróxido de potasio: $\text{KOH} + 2\text{H}_2\text{O}$, hidrato de hidróxido de bario: $\text{BaO}_2\text{H}_2 + 8\text{H}_2\text{O}$), con los ácidos [hidrato del ácido clorhídrico y bromhídrico (pág. 71 y 77)], con las sales [yeso: $\text{CaSO}_4 + 2\text{ag}$ (1), clorido de bario: $\text{BaCl}_2 + 2\text{ag}$, carbonato de sodio: $\text{Na}_2\text{CO}_3 + 10\text{ag}$].—Una misma sustancia forma á menudo diferentes hidratos ó compuestos con diferente contenido de agua de cristalización. Así el ácido sulfúrico anhídrico, despues de haberse combinado químicamente con 1 molécula de agua for-

(1) Con el objeto de distinguir en la fórmula misma este modo especial de union, de la union en las moléculas dobles la que vemos en seguida, se expresa la molécula de agua hidráulica ó de cristalización por el signo "ag", el que se une por el signo + con la fórmula de la sustancia con que está unido, para significar que esta union no es química.

mando ácido sulfúrico, se une luego con otras para producir dos diferentes hidratos caracterizados por su punto de ebullicion individual:

- SO₂, anhídrido del ácido sulfúrico,
- H₂SO₄, ácido sulfúrico,
- H₂SO₄+ag, primer hidrato del ácido sulfúrico,
- H₂SO₄+2ag, segundo hidrato del ácido sulfúrico.

Tocante al agua de cristalización en especial advertimos lo siguiente: En tal forma se une el agua solamente con las sustancias sólidas ó solidificables. Júntase el agua como un apéndice á cada una de sus moléculas, constituyendo al solidificarse con ellas los cristallitos primitivos con forma cristalina individual. Pudiendo unirse la misma sustancia con diferente número de moléculas de agua, varía la forma cristalina con el número de las moléculas de agua. Así pues, el borato de sodio con 5 ag. toma la forma de prismas clinorómbicos; mientras que el mismo con la mitad del agua de cristalización representa octaedros regulares. Obitiéndose las sustancias con agua de cristalización, evaporando sus disoluciones acuosas. El que un cuerpo tome una ó mas moléculas de agua depende de las circunstancias esternas y casi únicamente del grado de temperatura. Cristalizando por ejemplo el sulfato de manganeso de una disolucion acuosa, da en la temperatura:

- de 6° MnSO₄+7 ag.,
- entre 7 y 20° MnSO₄+5 ag.,
- entre 20 y 30° MnSO₄+4 ag.,
- mas arriba MnSO₄+1 ag.

El nitrato de estroncio forma en temperaturas bajas cristales de Sr(NO₃)₂+5ag., en subidas tales de Sr(NO₃)₂.—La estabilidad de estas uniones es muy diferente; con ellas se aumenta generalmente el calor, que se desarrolla al formárselas. El sulfato de cobre (Cu SO₄+5 ag.) suelta á 200° toda su agua de cristalización, perdiendo al mismo tiempo su forma cristalina y su color azul. Mojando el sulfato calcinado con agua se la une de nuevo espontáneamente, recobrando su color y cristalización, y elevándose la temperatura á 135°. Tambien el sulfato de calcio se junta con mucha avidéz al agua, y tomando al mismo tiempo que se solidifica la pasta formada de agua y sulfato de calcio pulverizado, un volúmen mas grande, se presta sumamente para vaciar y reproducir figuras por medio de moldes. Pierde casi toda su agua de cristalización á 100-120°. Algunas sustancias retienen su agua de cristalización muy flojamente, de suerte que la sueltan de suyo al contacto del aire y se deshacen en polvo no cristalino. Este fenómeno se llama "fatiscentia" y las sustancias que lo dejan ver se dicen "fatiscentes."

10° Moléculas dobles. Llámense así aquellas uniones moleculares que obran como sustancias químicamente individuales, aunque no sean combinaciones químicas, es decir, aunque los átomos de ambas moléculas no se hayan unido en una molécula. Es mas estrecha tal union que la anterior, porque en esta se producen entidades solo físicas, en aquellas entidades químicas segun

su actividad exterior. Son principalmente los compuestos halogenados los que gozan de la propiedad de formar moléculas dobles, por ejemplo, el clorido doble de potasio y platino: $2KCl + PtCl_4$, el de sodio y paladio: $2NaCl + PdCl_4$, la criolita: $6NaFl + Al_2Fl_4$. Ya hemos visto, pág. 85, que los fluororidos metálicos forman con suma facilidad fluoridos dobles ácidos, $KFl + HFl$, $NH_4Fl + HFl$ &c.—La clase de combinaciones que abrazamos con el nombre de "alumbres" son todas moléculas dobles que contienen además agua de cristalización, por ejemplo, el alumbre común: $K_2SO_4 + Al_2(SO_4)_3 + 24 ag.$

De tal manera pasan las mas flojas agregaciones mecánicas y físicas por una serie continua de uniones paulatinamente á la combinacion química. A veces se tocan estas especies de union material tan íntimamente, que es muy difícil distinguir una de otra; sin embargo, objetivamente cada union no pertenece sino á una de estas especies, y solo por falta de su conocimiento exacto subjetivo no la podemos poner en su lugar correspondiente (1).

4º PROPIEDADES FISIOLÓGICAS. El agua es absolutamente indispensable para todos los procedimientos vegetativos, sea en las plantas, sea en el organismo animal; y cuanto mas vivos se hacen estos procedimientos en los seres orgánicos, tanto mayor cantidad de agua se halla en su organismo. En conformidad con esto, encontramos en las plantas y en los animales tiernos porciones de agua relativamente mucho mayores que en las plantas y animales perfectamente crecidos, y en estos, mas que en los organismos viejos. Reservando la esposicion detallada de la importancia fisiológica del agua á la química fisiológica, en este lugar indicaremos solamente con brevedad las funciones esenciales del agua en el organismo animal.

El agua sirve en el organismo animal, 1º de *disolvente universal* para todas las sustancias que se hallan disueltas en los animales, y merced á este efecto constituye el vehículo de las sustancias por todo el organismo y sostiene la circulacion continua de los líquidos indispensables para toda la vida. Además, posibilita por la misma razon estos innumerables cambios químicos en que consiste principalmente la vida vegetativa.—2º El agua como *sustancia de imbibicion* produce un estado de agregacion enteramente característico para los tejidos y órganos animales, por qué están medio sólidos y medio líquidos, sumamente flexibles y elásticos, de una manera que no se encuentra en ningun cuerpo no vivo. Además de esto, da á los tejidos y órganos su maravillosa permeabilidad para los diferentísimos licores orgánicos y su conductibilidad especial para la electricidad.—3º Pudiendo el organismo exhalar cantidades diferentes de vapor de agua,

(1) Lo mismo diremos de todos estos tránsitos tan frecuentes en todas las clases de seres naturales. Claro es que la dificultad de distincion subjetiva, se ha de aumentar cuando no distinguimos las diferentes especies de seres por notas esenciales é interiores, sino por propiedades mas ó ménos exteriores, como sucede en la botánica y zoología, mientras no conocemos las diferencias características é interiores, las que son el fundamento y la causa de las diferencias exteriores.—Desabrigo del Darwinismo.

segun las varias circunstancias en que se halla, por medio de los pulmones y de la piel, y bajar así mas ó ménos su temperatura interior, sirve el agua de *regulador del calor interior*.—Como son todas estas funciones constantemente necesarias al bienestar del cuerpo, se necesita tambien constantemente una cierta y grande cantidad de agua en el organismo. Cuando disminuye la cantidad normal, siente el hombre ó el animal instintivamente tal falta, y se dice entonces que tiene "*sed*".

5º ESTADO DEL AGUA EN LA NATURALEZA. I. *En el reino mineral*. Encontramos el agua sobre la tierra continuamente y al mismo tiempo en todos los tres estados de agregacion.

Sólido y en forma de hielo, la vemos en las regiones polares de la tierra y en las alturas considerables de las sierras. En las zonas templadas se cubre la tierra solamente durante los inviernos con agua sólida, es decir, con nieve. Bajo la forma de granizo cae el agua solidificada en muchas ocasiones. Sólida, mas no en forma de hielo, nieve ó granizo, sino en la de agua de cristalización ó de agua hidrática, está encerrada el agua en muchísimos minerales y casi en todos los terrenos.

Agua en estado de vapor hay por una parte en el aire atmosférico, 1,5 por ciento segun el volumen, y ella es la causa de todos aquellos fenómenos que llamamos "*meteoros acuosos*", como son nieblas, nubes, lluvia, nieve, granizo &c. Por otra parte, se encuentran cantidades enormes de vapor de agua en el interior de la tierra que está muy caliente y fundida, las que producen, á lo ménos en parte, los grandiosos fenómenos volcánicos.

En el período geológico de nuestro globo reciente, la mayor parte del agua superficial es líquida; pues cerca de $\frac{1}{2}$ partes de la superficie terrestre ó mas exactamente: de las 9060500 millas geográficas de la superficie de la tierra 6636800 millas están cubiertas de mares, lagos, rios &c. Fuera de estas acumulaciones superficiales hay agua líquida tambien en la misma costra sólida de la tierra. Ella está impregnada de agua como una esponja, y contiene ademas venas y cuevas llenas de agua.

Por muchas investigaciones se ha establecido que el agua sigue continuamente entrando mas y mas en el interior de la tierra, y que en los tiempos pasados las cantidades del agua superficial eran mucho mas considerables de las de hoy dia, cubriendo en un tiempo toda la superficie hasta grandes alturas. La cantidad de agua que ya ha entrado en la costra terrestre se calcula aproximadamente en 1175093 miriámetros cúbicos, y es muy probable que el agua bajo la superficie de la tierra, es decir, el agua líquida vaporosa y el agua hidrática y de cristalización importa mas que toda el agua sobre ella. Sin duda, cuando se mantienen los procedimientos geológicos que ahora continúan verificándose, llegará un dia en que ya no habrá mas agua ni en la atmósfera, ni sobre la superficie de la tierra; lo que sucedió tambien, hace ya siglos, á la luna.

Esto en cuanto á la estension del agua sobre la tierra: vamos á ver algunas propiedades notables de esta agua natural. Ya tenemos dicho que nunca está pura. El agua de lluvia que entre las aguas naturales es la mas pura, contiene las sustancias

gaseosas del aire atmosférico y los polvos que nadan en él. Encierra por tanto $\frac{1}{10}$ de su volumen de nitrógeno, oxígeno y ácido carbónico anhídrico; además, se hallan principalmente en las primeras porciones de lluvia, carbonato, nitrato y nitrato de amonio, así como sustancias orgánicas, gérmenes microscópicos.

Las aguas que fluyen por los terrenos disuelven fuera de di has sustancias, como ya lo observó Plinio: "*Tales sunt aquae, qualis terra per quam fluunt*", algunas de esas sustancias, y así es que tales aguas contienen constantemente ciertas sales, como son: clorido de sodio, carbonato de potasio, sodio, calcio, magnesio, silicatos, sulfatos, fosfatos, sustancias orgánicas. Merced al contenido de las sustancias inorgánicas, alimenta el agua las plantas y suministra también al organismo animal algunos elementos necesarios. Para que una agua sea buena, como bebida el hombre, debe estar fresca, sin olor, de un sabor débil, pero agradable; debe cocer las legumbres y disolver el jabón. No llena estas condiciones sino cuando está bien aereada, y contiene en disolución materias minerales cuyo peso puede variar de 0,1 á 0,5 gramos por litro. La presencia del ácido carbónico en debida cantidad, la hace agradable al gusto y fácil de digerir. El agua falta de aire tiene un gusto seco, y es de difícil digestión (1). La presencia de carbonato y fosfato de calcio y clorido de sodio en el agua es útil para la nutrición en general, y en particular para el desarrollo huesoso. La del sulfato de calcio es al contrario nociva cuando tiene 0,2 gr. por litro (2) Las aguas cargadas de sustancias orgánicas (aguas mansas de los pantanos y estanques) se deben desechár por corromperse con harta facilidad y están además privadas de oxígeno, porque la descomposición lenta de las mismas absorbe este gas.

Llámanse *aguas selenitosas (crudas ó duras)* las que contienen grande cantidad de compuestos cálcicos (sulfato y carbonato ácido), lo que las hace impropias para el cocido de legumbres y para el enjabonado. Las que llevan mucho de carbonato ácido de calcio tienen además el inconveniente de incrustar los tubos por donde circulan y las vasijas en que se las cuecen ó guardan (3). Toman el nombre de *aguas petrificantes*, cuando al salir de su manantial pierden ácido carbónico, dejando depositar por lo mismo carbonato de calcio neutral.

Lo que acabamos de esponer se refiere á las aguas de fuente; se pudiera creer que de ellas no se distinguen las aguas de los rios, originándose ellos de la union de las aguas de fuente. Sinembargo las aguas de rios nunca son duras, sino siempre

(1) En las embarcaciones se debe esponer al aire ántes de emplearla, el agua obtenida por la destilación de la mar.

(2) Aguas ricas en este sulfato se mejoran tratándolas con una cantidad de carbonato de sodio, proporcional al sulfato; pues forman entónces estas dos sales carbonato cálcico que se precipita y sulfato de sodio muy soluble.

(3) Tal incrustación se quita fácilmente de los frascos de agua con poco de ácido clorhídrico, acético ó quemando un poco de azufre en el frasco. El último método sirve principalmente cuando con el carbonato cálcico se ha depositado también óxido de manganeso.

blandas. Pues asimismo como de las aguas duras se deposita carbonato de calcio, desprendiéndose ácido carbónico anhídrico; así se vuelven blandas las aguas duras, fluyendo por los lechos de los ríos.

Todas las aguas de las fuentes y ríos son diferentes en cuanto á su contenido de sustancias disueltas: no solo varían las sustancias según su especie, sino también según su cantidad relativa, aun en el mismo río y en la misma fuente, varían las sustancias disueltas con el tiempo y las circunstancias.

Se clasifican las aguas según las sustancias que tienen disueltas de la manera siguiente. Primero son *salinas* ó *dulces* según que tienen sabor salino debido á la abundancia de clorido de sodio, ó no lo tienen. Aquellas las hallamos no solo en las fuentes salinas, sino también en todos los mares, como también en muchísimos lagos, en que desembocan ríos sin que haya desagüe (el mar Muerto, no pocos lagos de la Rusia y de la América del Norte y del Sur). Las aguas dulces se dividen de nuevo, según que su temperatura media se levanta notablemente sobre la temperatura media del lugar en que se encuentran, en aguas *termales* ó *no termales*. Con respecto á las sustancias minerales, se distinguen *aguas minerales* ú *ordinarias*: aquellas son las que contienen más de lo ordinario, partes minerales. Por lo común, las aguas termales son también minerales, pero no siempre (1); al revés, hay muchas aguas frías, que son minerales. Por consiguiente las ideas de agua termal y mineral no son idénticas.

Hay aguas termales, naturales y artificiales. Entre las naturales las más célebres son: las aguas del *Geysir* (Islandia) (127°), las fuentes en *Nueva Zelandia* con 100 y más grados, la fuente de *San Pedro* (Káukaso) (90°), *Aigues chaudes* (87,5°), las fuentes de *Carlsbad* (74°), de *Wiesbaden* (70°), de *Baréges* (50°), *Toeplitz* (49°), *Bath* (47°), *Vichy* (45°): entre las artificiales, es decir, las que salen de pozos artesianos, el pozo de *S. Grenelle en París* (27°, viene de 1750 pies de profundidad), el pozo de *Rheme* (33°, 2219 pies de profundo).

Las aguas minerales se clasifican según la sustancia predominante, en:

1° *Aguas sulfurosas*, que son las que contienen sulfidos alcalinos ó tierroalcalinos y desprenden por tanto, ácido sulfhídrico. Aquisgron (Alemania), Baréges, Bañeras (Pirineos), Enghien (junto á París), los baños de Chillan (Chile).

2° *Aguas ferruginosas*, son caracterizadas por un sabor estíptico como la tinta. El hierro se halla en ellas sea en forma de bicarbonato Schwalbach, Ripoldsau, Pymont (Alemania), Orezza (Córcega), Spa (Bélgica); sea en el de sulfato, Passy (junto á París), Cransac (Francia); sea por fin con un ácido orgánico (ácido cénico y apocrénico) [Forges y Bussang (Francia)].

(1) Así el agua del baño célebre de Pfaeffers es agua termal, siendo su temperatura 44°, mas no es mineral porque contiene ménos de sustancias minerales, que casi todas las aguas ordinarias, á saber 0,0325 por ciento. Asimismo las aguas del baño de Gastein tienen la temperatura de 35° mientras que el importe de sus sustancias minerales llega solamente á 0,0338 por ciento.

3° *Aguas alcalinas* se llaman aquellas en que predomina el carbonato de sodio junto con el clorido de sodio y el sulfato de sodio [Bilin y Ems (Alemania), Souzmat, Vichy y Vals (Francia)].

4° Las *aguas salinas* contienen muchas y varias sales, mas no carbonato de sodio ó muy poco, con relacion á las demas sales. Ellas se dividen segun la sal principal en:

- a) *aguas de sulfato de sodio* [Marienbad, Eger (Alemania)],
- b) *aguas de sal comun*, Kissingen, Wiesbaden [Alemania], Balarue [Francia], Apoquindo [Chile]. A veces hay en tales aguas, fuera del clorido de sodio con clorido de magnesio, tambien bromidos y iodidos; así en las aguas de Heilbrunn y Kreuznach [Alemania], y lo mismo en las aguas del Mar muerto.
- c) *aguas de sulfato de magnesio* (purgativas) Puellna, Saischuetz (Alemania), Aranjuez (España), Epsom (Inglaterra).
- d) *aguas de sulfato de sodio y clorido de sodio*, Kissingen, Wiesbaden, Nauheim (Alemania), Bourbonne (les bains), Barbazan (Francia), Carratraca, Alange, Caldas de Reyes, Calderas de Juy (España), Cauquenes, los baños de Colina y Mondaca (Chile).

5° *Aguas alcalino-salinas* son las que contienen casi en igual abundancia carbonato, sulfato y clorido de sodio, Carlsbad, Toepnitz (Alemania) Ischia, Civita-Vecchia (Italia).

6° *Aguas aciduladas*. Siendo ricas en ácido carbónico libre, tienen un sabor un poco agrio y forman espuma, desprendiendo ácido carbónico al agitarlas; generalmente abundan de carbonatos. Tales son las de Seltz (Selters) [Alemania], Audinac, St. Galmier [Francia], Elkston [Inglaterra]. Tambien muchas de las aguas ferruginosas y alcalinas son al mismo tiempo aciduladas, por ejemplo, las de Pymont, Spa, Vichy, Vals, Souzmat.

El *agua marina* aunque muy rica en sales y perteneciendo verdaderamente á las aguas minerales salinas, no se considera como agua mineral. Es caracterizada por su cantidad abundante de clorido de sodio, de sulfato y de clorido de magnesio. Las sustancias disueltas en los diferentes mares son las mismas, pero varían sus proporciones cuantitativas. Hasta el dia se hallaron en ellas 32 elementos: O, H y N (en NH_3), C (en CO_2), Cl, Br, I, F, S (en sulfatos), P (en fosfatos), As, Si y Bo (en los silicatos y boratos) Ag, Au, Cu, Pb, Zn, Co, Ni, Fe, Mn, Al, Mg, Ca, Sr, Ba, Li, Co, Rb, K, Na. La cantidad media de las sustancias minerales en el agua marina importa 3,43 por ciento, y se aumenta con la profundidad y disminuye acercándose á las costas.

II. *En el reino orgánico* el agua no es ménos abundante que en el mineral. No solo constituye la parte principal de todos los licores en los organismos vivos, sino se halla tambien en todas las demas partes mas ó ménos sólidas. Con objeto de dar una idea de esta riqueza en agua, pongamos algunas indicaciones especiales numéricas.

Hay plantas que contienen 86.9; por ciento de agua. El cuerpo del hombre enteramente desarrollado consta de 58,5 por ciento de agua, el de un niño recientemente nacido contiene 66,4 por ciento de agua. La distribucion del agua en los diferentes organos del hombre deja ver la tabla que sigue:

Los huesos constan de 100 partes de agua y de 900 de sustancias sólidas.

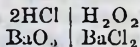
los huesos	220	780	"	"
el tejido elástico	496	504	"	"
los cartílagos	550	450	"	"
la piel	720	280	"	"
el cerebro	750	250	"	"
los músculos	757	243	"	"
la sangre	79	209	"	"
la leche	891	109	"	"
el queso	921	72	"	"
la saliva	995	5	"	"
el sudor	995	5	"	"

5° APLICACION. Contadas serán las personas que desconocian el uso continuo del agua en los menesteres de la vida doméstica, por esto no hablaremos de él. El agua es hoy dia un agente universal de fuerza en la industria, destinada á sustituir la humana y tambien la de los animales, sea que se valga del agua corriente como vehículo de la fuerza de atraccion universal, sea que se emplee en forma de vapor como vehículo de la fuerza del calor. Destilada sirve para los fines del laboratorio químico y farmacéutico. Las aguas minerales se emplean con provecho en la medicina interior y exteriormente. Ademas, es el agua para la agricultura racional un remedio precioso para aumentar la fertilidad de los terrenos. Finalmente, el agua constituye tambien bajo la forma de hielo un objeto industrial considerable. Así se hace un comercio muy activo con el hielo entre los Estados Unidos y muchas naciones de Europa y América. Solo el comercio de Boston envia á Londres anualmente 20000 toneladas de hielo.

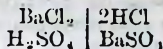
• Peróxido de hidrógeno H_2O_2 .

Sin. Agua oxigenada; Wasserstoffsperoxid; peroxide of hydrogen; eau oxigéné.

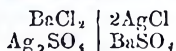
1° PREPARACION. Para preparar el peróxido de hidrógeno se ponen en un vidrio rodeado de hielo unos 200 centímetros cúb. de agua y 60 gr. de ácido clorhídrico humeante. En seguida se pulverizan 10 gr. de peróxido de bario que se humedecen con agua para hacer una papilla clara. Se vierte poco á poco este bióxido en el ácido agitando continuamente. El bióxido de bario se disuelve dando peróxido de hidrógeno y clorido de bario.



El peróxido de hidrógeno obtenido en esta primera operacion está mezclado con un gran exceso de agua. Para aumentar la proporcion del peróxido de hidrógeno se echa gota á gota en el licor ácido sulfúrico que precipita sulfato de bario y regenera el ácido clorhídrico.



Filtrase y se puede volver á poner en el licor una nueva cantidad de peróxido de bario. Cuando se ha repetido así la operacion cierto número de veces, se desembaraza uno del cloro y bario virtiendo en el licor, no ya ácido sulfúrico, sino sulfato de plata; produciéndose sulfato de bario y clorido de plata insolubles:

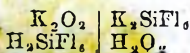


El peróxido de hidrógeno preparado de este modo se evapora en el vacío hasta la consistencia siruposa en presencia del ácido sulfúrico que absorbe poco á poco el vapor de agua.

No siempre se necesita peróxido tan concentrado; en tal caso se sustituye ventajosamente el ácido clorhídrico con los ácidos carbónico, fosfórico, fluorhídrico o hidrofúosilícico,

Pues formando ellos con el bario compuestos insolubles; basta filtrar el licor para tener inmediatamente peróxido de hidrógeno (1).

Puede reemplazarse el peróxido de bario por otros: K_2O_2 , N_2O_2 , SrO_2 , CaO_2 . Con ventaja se toma tambien el peróxido de potasio descomponiéndolo con ácido hidrofúosilícico. Se forman entonces peróxido de hidrógeno ó hidrofúosilicato de potasio insoluble.



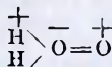
El peróxido de hidrógeno se forma tambien en la electrólisis de agua acidulada; cuidando que la temperatura del electrólito se mantenga baja, y los electrodos sean de pequeña superficie.—Finalmente se engendra en cualquiera oxidacion por oxígeno ó aire húmedo. Así cuando se agita una lámina de plomo amalgamado en el frasco que contiene aire y algunos centímetros cúbicos de agua acidulada con ácido sulfúrico, se ve que al cuarto de hora contiene el agua una cantidad sensible de peróxido de hidrógeno. Del mismo modo si se abandona un poco de éter en un frasco con una corta cantidad de agua, el éter se acetifica y esta acetificacion va acompañada de peróxido de hidrógeno.

2º PROPIEDADES FÍSICAS. El peróxido de hidrógeno representa en su mayor concentracion un líquido de consistencia de jarabe, siendo su densidad 1,453; es incoloro, de sabor metálico desagradable, su peso molecular es 34. Como la fuerza elástica de su vapor es mucho mas tenue que la del agua, se la puede concentrar en el vacío. Por otra razon se la concentra congelan-

(1) Descomponiéndose algo del peróxido de hidrógeno por la filtracion, mejor será separar los precipitados por medio de decantacion. Se puede preparar valiéndose del peróxido de bario y del ácido carbónico, una disolucion igualmente concentrada, como por el método ántes espuesto, el que se debe al inventor del peróxido de hidrógeno, á saber á Thenard. Además la operacion con peróxido de bario y ácido carbónico es mucho mas sencilla y segura, no influyendo dañosamente las impurezas del peróxido de bario.

do su disolucion acetosa. No se solidifica aun á -30° .

3^o PROPIEDADES QUÍMICAS. La constitucion y las propiedades químicas del peróxido de oxígeno son muy semejantes á las del ozono y especialmente á las del antozouo. El modo de la saturacion de sus atomicidades se espresa por la fórmula siguiente simbólica:

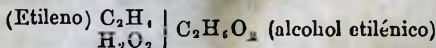


Es una combinacion muy poco estable y se descompono pronto de suyo aguardándola. Lo propio sucele mucho mas rápidamente calentándola; pues elevando la temperatura de una disolucion *concentrada* á 100° se hace la descomposicion muchas veces momentáneamente con esplosion y desarrollo de luz y calor, formándose agua y oxígeno (hasta 475 volúmenes). La corriente eléctrica la descompone en hidrógeno y oxígeno.—En contacto de ácidos el peróxido de hidrógeno es mucho mas estable, tambien en una disolucion etérica.

En contacto con otras sustancias el peróxido de hidrógeno puede ocasionar cuatro especies de reacciones, á saber:

a. *Algunos cuerpos descomponen el peróxido de hidrógeno sin cambiarse ellos mismos.* Tales son polvo fino y seco de carbono, de plata, oro, platino, paladio, rodio, iridio, osmio, de peróxido de manganeso, de los óxidos de manganeso, cobalto, plomo y plata. Asimismo obran muchas sustancias orgánicas: la clara de los huevos, la fibrina de la sangre, la carne muscular purificada de toda sangre, el suero de la sangre, las membranas mucosas, la malta de la cebada y muchas otras. Aunque algunas de estas sustancias orgánicas se oxiden algo al mismo tiempo, sin embargo esta oxidacion es tan insignificante que no tiene ninguna proporcion con la cantidad de peróxido de hidrógeno descompuesto.

b. *El peróxido se añade químicamente á otras sustancias.* Esto sucede con una clase entera de compuestos orgánicos, á saber con los de la fórmula general C_nH_{2n} , formándose los alcoholes correspondientes:



Del mismo modo forma el ácido sulfuroso anhídrico y el óxido de nitrógeno con el peróxido, de hidrógeno ácido sulfúrico y nítrico.—Con los ácidos forma moléculas dobles, lo que esplica por qué en presencia de ellos es mas estable; así obra con ácido sulfúrico, nítrico, fosfórico, arsénico, clorhídrico, fluorhídrico, oxálico, tartárico, cítrico, acético; mas no con ácido carbónico y bórico.

c. *El peróxido de hidrógeno oxida otras sustancias.* No desprendiéndose nada de oxígeno libre da con el ácido sulfuídrico ácido sulfúrico, agua y azufre, con el ácido iodhídrico agua y iodo libre, con los hidróxidos de bario, calcio, estroncio disueltos en agua los hidratos de los peróxidos correspondientes. Desprendiendo algo de su oxígeno transforma selenio, arsénico,

molibdeno, cromo, wolframio en ácidos, muchos sulfidos en sulfatos, los óxidos en peróxidos, los hidratos de los subóxidos en hidratos de los óxidos. Merced á su influjo oxidante blanquea las sustancias orgánicas.

d. *Reduce los óxidos.* Así el hidróxido de platino, el óxido de oro, plata y mercurio, son reducidos al estado metálico, el minio y el peróxido de plomo al estado de óxido.

4° PROPIEDADES FISIOLÓGICAS. El peróxido de hidrógeno influye como un irritante y aun como cáustico suave, blanquea la lengua y la piel.

5° APLICACION. Sirve para restaurar los antiguos cuadros ennegrecidos poco á poco por el ácido sulfhídrico: pues el carbonato de plomo blanco que habia pasado al estado de sulfido negro se cambia en contacto con el peróxido de hidrógeno en sulfato blanco como el albayalde empleado primitivamente. Tambien se ha propuesto el peróxido de hidrógeno como remedio interior en caso de asfixia, de tifo, de cólera asiática, y como exterior contra diferentes ulceraciones, por ejemplo cáncer.

COMPUESTOS DE CLORO Y OXÍGENO Y DE CLORO, HIDRÓGENO Y OXÍGENO.

El cloro forma con oxígeno é hidrógeno los siguientes compuestos:

- Cl_2O anhídrido del ácido hipocloroso,
- Cl_2O_2 anhídrido del ácido cloroso,
- Cl_2O_3 peróxido de cloro,
- Cl_2O_5 (?) anhídrido del ácido clórico,
- Cl_2O_7 (?) anhídrido del ácido perclórico,
- HClO ácido hipocloroso,
- HClO_2 ácido cloroso,
- HClO_3 ácido clórico,
- HClO_4 ácido perclórico.

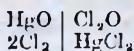
Ninguno de estos cuerpos puede obtenerse por union directa de sus elementos. Todos se descomponen fácilmente, y algunos con suma energía; el mas estable es el ácido perclórico y por lo mismo este ácido generalmente se forma, al propio tiempo que un poco de cloro y oxígeno, cuando se eleva muy lentamente la temperatura de uno de estos compuestos. La facilidad con que se destruyen hace de ellos oxidantes muy poderosos. Para su preparacion se produce primero el ácido clórico ó mas bien un clorato y este sirve entonces de material para la preparacion de los demas, esceptuando solo el ácido hipocloroso y su anhídrido.

El ácido hipocloroso y su anhídrido HClO y Cl_2O .

Sin. *Unterchlorige Saeure* y *Unterchlorigsaeureanhydrid*, *hypochlorous acid* é *hypochlorous anhydrid*; *acide hypochloreux* y *anhydride hypochloreux*.

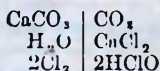
1° PREPARACION. Para obtener el anhídrido del ácido hipocloroso se pasa con lentitud una corriente de cloro seco por óxido amarillo de mercurio (preparado por via húmeda y desecado á

390°) contenido en un tubo de vidrio D fig. 30. El ácido anhídrico que se desprende se recibe en un tubo E rodeado de una mezcla refrigerante.



En esta reaccion una parte del óxido mercuríco se transforma en oxiclórico ($\text{Hg}_2\text{Cl}_2\text{O}_2$) y se sustrae á la produccion del anhídrido hipocloroso.

El ácido hipocloroso se puede obtener de varios modos.— 1° Agitando en un frasco grande una suspension de óxido de mercurio en agua sobre que está una atmósfera de cloro, y separando luego por medio de filtracion el ácido hipocloroso, disuelto en agua, del clorido y oxiclórico de mercurio. Tal disolucion contiene siempre algo de mercurio, que se puede quitar destilándola.—2° Con ventaja se reemplaza el óxido mercuríco en el método anterior por ciertos hidroxidos, carbonatos, sulfatos ó fosfatos tierraalcalinos. Muy bien sirve, por ejemplo, el carbonato de calcio:

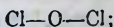


Destilando la disolucion obtenida en esta reaccion se recibe una disolucion acuosa pura del ácido hipocloroso.—3° En fin, puede prepararse descomponiendo cualquier hipoclorito por un oxácido mas fuerte que el ácido hipocloroso y destilando en seguida. Cuando se eligen la sal y el ácido de tal manera que junto al ácido hipocloroso se forme una sal insoluble se puede al fin efectuar la separacion del ácido hipocloroso por medio de simple filtracion ó decantacion.

En todos estos métodos no se logra sino una disolucion acuosa del ácido y hasta el dia no conocemos métodos para separar el ácido del agua disolvente.

2° PROPIEDADES FÍSICAS. El anhídrido del ácido hipocloroso es un líquido rojo bernejo, que hierve á -20° , su vapor es amarillo rojizo, y tiene por densidad 2,977 ó con relacion al hidrógeno 43,6. Peso molecular del anhídrido=87, del ácido=52,5.— El agua disuelve 200 veces su volúmen del gas hipocloroso formando una disolucion amarilla que ya no contiene el anhídrido sino el ácido hipocloroso. Las propiedades físicas del ácido no son conocidas por falta de poder aislarlo del agua.

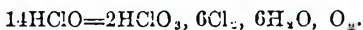
3° PROPIEDADES QUÍMICAS. La combinacion del anhídrido del ácido hipocloroso nos representa el caso de mas simple saturacion de las afinidades entre cloro y oxígeno:



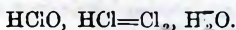
mas siendo muy poca la afinidad entre estos dos elementos, es una combinacion muy floja. Pues se descompone con violencia y esplosion calentándolo débilmente, á veces basta para producir tal efecto el calor de la mano; lo mismo produce la electricidad, y frecuentemente eso sucede sin que se puedan asignar

las causas.—También en contacto con muchas sustancias se descompone el anhídrido con suma violencia, así con polvo de carbono y otros combustibles (P, S, Sc); oxida enérgicamente los metales pulverizados produciendo luz y á veces explosión. Con azufre puede engendrar por su unión directa oxíclorido de azufre SOCl_2 , con el anhídrido del ácido sulfúrico forma $4\text{SO}_2.\text{OCl}_2$, que es un cuerpo de poder blanqueante enérgico.

En el ácido hipocloroso se observa el mismo modo de saturación como en su anhídrido, y añóne en aquel sea mas satisfecho á las afinidades, no es sin embargo mas estable. Se descompone aun á 0° espontáneamente y con mas ó ménos rapidez segun que está mas ó ménos concentrado. La luz favorece su descomposición. Hirviendo la disolución acuosa aunque diluida, se la transforma en ácido clórico, cloro, oxígeno y agua:

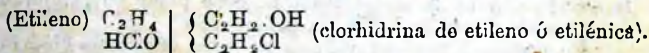


Su influjo con otras sustancias es principalmente el de oxidación enérgica: de tal suerte transforma selenio, arsénico, hierro en óxidos, manganeso, cobalto, plomo en peróxidos, cobre y mercurio en oxícloridos; la plata saca de él cloro poniendo libre el oxígeno ($2\text{Ag}_2, 4\text{HClO} = 4\text{AgCl}, \text{O}_2, 2\text{H}_2\text{O}$). Todos aquellos cuerpos que en contacto con el peróxido de hidrógeno lo descomponen, destruyen también el ácido hipocloroso. Muy grande es su poder de blanquear y él se funda en la acción unida del cloro y oxígeno suelto del ácido, mas tal poder se debe únicamente al cloro cuando se le agrega ácido clorhídrico, doblándose por esto la cantidad de cloro:



El poder blanqueante es casi igual en ambos casos, es decir el doble de lo que corresponde al contenido del cloro en el ácido hipocloroso.

Llevamos dicho arriba que el peróxido de hidrógeno se une á los miembros de la serie de compuestos orgánicos cuya fórmula general se expresa por $\text{C}_n \text{H}_{2n}$, formando alcoholes, lo propio hace el ácido hipocloroso, mas da por resultado cuerpos que se llaman clorhidrinas:



Siendo el ácido hipocloroso un ácido verdadero engendra con los óxidos é hidróxidos metálicos compuestos salinos, es decir: hipocloritos, y les comunica su poder blanqueante. Ellos son de uso frecuentísimo en el blanqueo, y principalmente del hipoclorito de calcio ó mas bien de una mezcla de hipoclorito cálcico con hidróxido y clorido de calcio se gastan anualmente cantidades enormes para este fin. De estos hipocloritos trataremos en adelante con mas precisión.

4° PROPIEDADES FISIOLÓGICAS. El anhídrido y el ácido hipocloroso

cloroso tienen olor característico y penetrante que participa á la vez algo de cloro y iodo, su sabor es picante y cáustico; sobre la piel produce el ácido manchas pardas, y cuando está concentrado y obra por tiempo notable, úlceras.

Ácido cloroso y su anhídrido HClO_2 y Cl_2O_3 .

Sin. Chlorige Saure y Chlorgasaurvanhydrid; chlorous acid y chlorous anhydrid; acide chloreux y anhydride chloreux.

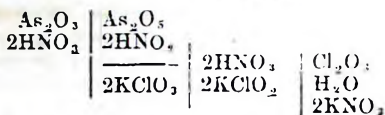
1° PREPARACION El anhídrido cloroso se saca con mas seguridad de una mezcla de clorato de potasio y ácido nítrico, añadiéndola una sustancia desoxidante. De uso mas frecuente son las mezclas y proporciones siguientes:

- a) 20 partes de clorato de potasio,
15 p. de ácido arsénico, que se pulveriza finamente junto con el clorato de potasio; despues de poner ambas sustancias en una retorta se ceba á la mezcla otra de
60 p. de ácido nítrico (HNO_3 + 1ag). libre de Cl , HCl y H_2SO_4 , para evitar la formacion del ácido hipocloroso, y
20 p. de agua.
- b) 1 p. de ácido tartárico,
4 p. clorato de potasio,
6 p. ácido nítrico ordinario,
8 p. agua.
- c) 2 p. clorato de potasio,
3 p. ácido nítrico (pes. esp. 1,30),
0,6-0,8 p. azúcar de caña,
3-4 p. agua.

Descomponiéndose con facilidad y violencia el anhídrido cloroso han de tomarse algunas precauciones en su preparacion. Las sustancias sólidas de las mezclas a) y b) deben pulverizarse bien y escógense matraces de tal tamaño que sean llenadas casi completamente por la mezcla correspondiente, de la cual sin embargo no se toman porciones grandes. No se calientan las mezclas sobre fuego libre sino en baños de agua: valiéndose de la mezcla a) y b) la temperatura no debe pasar 50° , empleando la mezcla c) puede llegar sin peligro á 60° .

En quanto al proceso químico en estas reacciones obsérvasse que la sustancia reduciente [ácido arsenicoso, tartárico ó azúcar] ataca primero el ácido nítrico oxidándose y llevando este al estado de ácido nitroso, que en seguida quitando al clorato oxígeno vuelve de nuevo ácido nítrico y espulsa del clorito el anhídrido cloroso apoderándose del potasio (1), por ejemplo:

(1) Con igual razon y aun mas probabilidad se puede tambien afirmar que primero el ácido nítrico se apodera del potasio del clorato, formando nitrato y ácido clórico, que es transformado por el ácido arsenicoso en anhídrido cloroso.



El hipoclorito de plomo da con facilidad anhídrido cloroso enteramente puro al calentarlo en un frasco con una mezcla de iguales partes de ácido sulfúrico y agua.

El gas desprendido de una de las dichas mezclas, se^{3º} conduce al fondo frascos secos y vacíos. Cuando se ha de secar el gas antes se le pasa por tubos llenos de clorido de calcio.

El ácido cloroso se obtiene introduciendo el anhídrido en agua.

2º PROPIEDADES FÍSICAS. El anhídrido cloroso representa á la temperatura ordinaria y bajo presión atmosférica un gas amarillo verdoso de olor muy fuerte y picante. Su vapor ataca los órganos de respiración. Su peso esp. es 59,5 (con relac. al aire 4,123), su peso molecular 119. Se ha liquidado en una mezcla de ácido carbónico sólido y éter. Las propiedades físicas del ácido no conocemos porque no se puede aislar de su disolución acuosa. (1)

3º PROPIEDADES QUÍMICAS. (2) El anhídrido es muy inestable, á 57º se descompone en cloro y oxígeno detonando; también la luz solar directa le descompone pronto, mas con lentitud la luz difusa. Con sustancias fácilmente oxidables (combustibles) y generalmente con el mayor número de los elementos electronegativos (P, Fe, As) se descompone con fuerte detonación. El mercurio le absorbe dando oxígeno y clorido de mercurio. Los demás metales le atacan muy poco. Los óxidos que retienen su oxígeno con mucha energía absorben el gas muy lentamente, mas con óxido de plata forma al momento clorido y clorato de plata.

Las propiedades de la disolución acuosa del anhídrido, la que se considera como la disolución del ácido cloroso, tiene las propiedades siguientes. La disolución saturada contiene á 8-10º mas que 10 volúmenes del gas y tiene color amarillo rojizo, la disolución diluida es verde amarillenta. Obra con energía para con los metales: transforma el mercurio en oxiclórico, cobre en clorido y clorato, zinc y plomo al principio en cloridos y cloritos, al fin en cloridos y cloratos. Al oro, platino y antimonio no ataca. Disuelve casi instantáneamente el fósforo amorfo; en una disolución de iodo de potasio precipita iodo y produce clorato de potasio. Mientras que no ataca los carbonatos, transforma los hidróxidos alcalinos y tierra-alcalinos en cloritos. Entre estos el clorito de plomo se distingue por su fácil explosión, cuando se le frota con azufre le enciende, y cantidades considerables de la mezcla de azufre ó sulfidos con clorido de plomo detonan de suyo despues de algun tiempo con gran fuerza. Las sales cor-

(1) Hay algunos químicos que aun dudan de su existencia en la disolución acuosa.

(2) En cuanto á la saturación de las atomicidades del ácido cloroso y la de los siguientes compuestos del cloro, véase pág. 28.

respondientes á aquellos óxidos que son capaces de oxidacion ulterior son oxidadas por el ácido cloroso (subsiste de estaño, de cobre y de mercurio, protosales de hierro y manganeso).—La disolucion acuosa tiene poder blanqueante mas que 10 veces mayor que un igual volúmen de agua de cloro saturada.

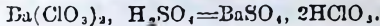
Ni el ácido cloroso ni su anhídrido hallan aplicacion en la industria ó vida doméstica.

Acido clórico HClO_2 .

Sin. Chlorazure; chloric acid; acide chlorique.

(No conocemos hasta el dia el anhídrido del ácido clórico ó mas bien no era posible de aislarlo, pues algunos químicos suponen su existencia en la euclorina de la cual hablaremos en breve.)

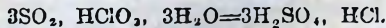
1º PREPARACION. El ácido clórico se obtiene vertiendo gota á gota ácido sulfúrico en una disolucion de clorato de bario [1] hasta que ya no se forma precipitado.



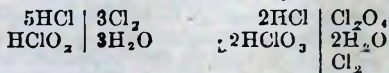
La disolucion filtrada se concentra despues en el vacío.

2º PROPIEDADES FÍSICAS. El ácido en su máxima de concentracion es un líquido oleoso, sin olor y color, de sabor muy ácido. No es volátil y por esto no se lo puede destilar. Su peso molecular es 84,5.

3º PROPIEDADES QUÍMICAS. El ácido clórico es un ácido muy marcado monobásico. Ya comienza su descomposicion por calor á 40°. Segun se la espone á calor mas ó menos subido, es otro el procedimiento, es decir: ó se separa en 2HClO_2 y O_2 ó en $4\text{HClO}_2, 2\text{Cl}_2, 2\text{H}_2\text{O}, 3\text{O}_2$.—Es una sustancia muy oxidante, así cambia el ácido sulfuroso en sulfúrico:

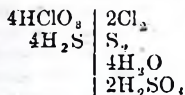


Cuando se echa una gota del ácido concentrado sobre papel ó liencillo, enciende estas sustancias al secarse, lo mismo verifica echado en alcohol. Por ser muy oxidante goza tambien de un poder fuerte de blanqueo.—Con ácido clorhídrico forma de una parte cloro y agua, de otra cloro, peróxido de cloro y agua.



[1] Para tener la disolucion de clorato de bario se echa en una de clorato de potasio ácido hidrofusilícico, que precipita hidrofusilicato potásico; como el hidrofusilicato es gelatinoso, es preciso agregar un exceso de ácido para estar seguro que ha sido completa la descomposicion. Se filtra en seguida y se satura por óxido de bario la mezcla de ácido clórico y ácido fusilícico, y se separa por filtracion el hidrofusilicato de bario insoluble del clorato de bario que queda en disolucion.

Con ácido sulfúrico da la reaccion siguiente:



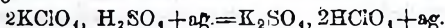
Los ácidos sulfuroso y fosforoso lleva al estado de ácidos sulfúrico y fosfórico, formándose al mismo tiempo ácido clorhídrico ó cloro; con iodo produce ácido iódico. Con metales, óxidos é hidróxidos da cloratos, los que tienen propiedades muy parecidas á las del ácido como se espondrá en otro lugar.

Acido perclórico. *HClO₄*

Sin. Ueberchlorsäure; perchloric acid; acide perchlorique.

[El anhídrido que tendria la fórmula Cl_2O_7 , no es conocido.]

1° PREPARACION. Para preparar el ácido perclórico lo mas concentrado posible se calienta en una retorta perclorato de potasio (1) con cuatro ó cinco veces su peso de ácido sulfúrico concentrado



Obtiénese así una masa cristalina que es monohidrato del ácido ($\text{HClO}_4 + 1 \text{ ag.}$), destilándola de nuevo en una retorta se desdobra a 110° :



Pasando el dihidrato despues del ácido no hidratado á 200° , se interrumpe la operacion cuando se observa la formacion de cristales en el cuello de la retorta, para que no se regenere el monohidrato uniéndose el dihidrato con el ácido no hidratado (2).

2° PROPIEDADES FÍSICAS. El ácido perclórico es un líquido oleoso semejante al ácido sulfúrico, es incoloro, volátil, tiene por peso específico 1,782 (á $15,5^\circ$), por peso molecular 100,5. Ann en el frio de -38° no se solidifica. Su vapor es sin color y transparente, mas en contacto del aire forma nieblas blancas y densas.

El ácido perclórico es muy ávido de agua; echado en este líquido produce el ruido de un hierro candente y desarrolla calor notable.—Forma con agua dos hidratos. El *monohidrato cristalino* se obtiene añadiendo agua poco á poco al ácido, hasta que la mezcla se transforma en masa cristalina al enfriarse. Los cristales amarillentos se descoloran pronto bajo el influjo de la luz,

(1) El perclorato potásico se produce en la calcinacion moderada del clorato de potasio al mismo tiempo que oxígeno (pág. 86) y en la preparacion del peróxido de cloro que describiremos en adelante.

(2) El ácido perclórico se forma tambien electrolizando el ácido clórico. Pues al polo negativo se desprende hidrógeno y al positivo cloro y oxígeno, que en su mas grande parte se une al ácido clórico formando ácido perclórico.

representan agujas largas con brillo de seda, son delicuescentes y humean al aire. A 50° se funde el ácido hidratado y tiene entonces la densidad 1,84.—Cuando se destila una disolucion acuosa diluida, pasa primero agua, luego ácido diluido, subiendo despues la temperatura á 203° y permaneciendo constante comienza destilando un líquido oleoso, el que es el hidrato del ácido perclórico. El mismo se engendra descomponiendo el monohidrato por calor como llevamos dicho arriba.

3° PROPIEDADES QUÍMICAS. El ácido perclórico es un ácido monobásico y mucho mas estable que los demas compuestos del cloro con oxígeno é hidrógeno. Sinembargo aun él se descompone con facilidad y frecuentemente con violencia. Si se le calienta el ácido no hidratado en una retorta, él se pone mas oscuro y comienza á descomponerse á 75°, luego á 92°, espance vapores blancos y espesos desprendiéndose al mismo tiempo vapores colorados como los de bromo ó de peróxido de cloro y destilándose algunas gotas de un líquido sumamente explosivo; el rezago que queda en la retorta es incoloro y vuelve al enfriarse una masa sólida, blanca, cristalina. A veces se acaba la destilacion con detonacion. Bajo el influjo de la luz se oscurece y se descompone durante 1 ó 2 semanas enteramente detonando á menudo de snyo. Tal descomposicion se verifica sinembargo tambien en oscuro, solo con mas lentitud.—Con otras sustancias obra como un oxidante de excesiva actividad y se ha de manejar por tanto con cuidado. Así se descompone con explosion al contacto del carbon pulverulento, del papel, éter y otras sustancias oxidables orgánicas, quemándelas.—Con algunos metales y muchos óxidos é hidróxidos metálicos engendra percloratos.—El ácido perclórico no blanquea.

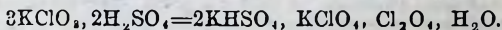
El monohidrato es mas estable que el ácido, y el dihidrato aun mas que el monohidrato. Tambien su actividad química es ménos enérgica.

4° PROPIEDADES FISIOLÓGICAS. Una gota del ácido perclórico puesta sobre la piel produce una herida dolorosa, que no sana sino muy despacio. Su sabor es muy ácido; no tiene olor.

Peróxido de cloro Cl₂O₄.

Sin. Acido hipoclorico; Chlorperoxid, Unterchlorsaeure; perchloric oxide, hypochloric acid; oxyde perchlorique y hypochlorique, acide hypochlorique.

1° PREPARACION. El peróxido de cloro se obtiene calentando muy lentamente en un tubo en el baño de agua una mezcla de clorato de potasio fundido y ácido sulfúrico concentrado, cuidando de no pasar 30°. Prodúcese sulfato ácido y perclorato de potasio; el gas peróxido clórico que se desprende puede recogerse en un tubo U rodeado de una mezcla refrigerante.



Luego que se quiere tener una disolucion acuosa de este gas

engendra en la descomposicion del ácido cloroso anhídrico bajo ciertas circunstancias. Ella es un compuesto análogo á la euclorina y probablemente una combinacion del ácido cloroso y periclórico anhídrico ($\text{Cl}_2\text{O}_3 + 2\text{Cl}_2\text{O}_7$).

COMPUESTOS DEL BROMO CON EL OXÍGENO Y CON EL OXÍGENO E HIDRÓGENO.

Hasta ahora no se ha aislado ningun óxido ó anhídrido de bromo, sino solamente los tres ácidos:

HBrO ácido hipobromoso,

HBrO_2 ácido brómico,

HBrO_3 ácido perbrómico.

Estos compuestos son análogos en todas sus propiedades á los correspondientes del cloro. Ofreciendo ademas ellos muy poco interes, no nos detendremos mucho en su explicacion.

Acido hipobromoso HBrO .

Sin. Unterbromige, Saeure; hypobromous acid; acide hypobromeur.

El ácido hipobromoso se obtiene en estado de disolucion agitando óxido de mercurio, óxido ó nitrato de plata con agua ó vapor de bromo. La disolucion filtrada se puede concentrar destilándola á una temperatura baja y en presion disminuida ó evaporándola en el vacío, pero no se le puede quitar toda el agua sin descomponerla.

La disolucion tiene color amarillo, es de reaccion muy ácida y blanquea enérgicamente. El ácido hipobromoso es ménos estable que el ácido hipocloroso, así como tambien los hipobromitos ménos que los hipocloritos.

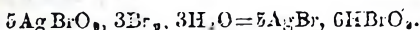
Acido brómico HBrO_2 .

Sin. Brömsaeure; bromic acid; acide bromique.

Hay diferentes métodos de prepararse ácido brómico, sin embargo es muy difícil, por falta de estabilidad del ácido, obtenerlo puro. Los métodos principales son los siguientes. Añádese á 100 partes de polvo fino de bromato de bario (1) poco á poco una mezcla de 24 partes de ácido sulfúrico con 240 partes de agua, y dejando obrar mutuamente las sustancias por algunas horas y agitando la mezcla de cuando en cuando. En la disolucion del ácido brómico formado se halla siempre ácido sulfúrico libre y se ha de precipitar por hidróxido de bario. Despues de *decantar* se concentra la disolucion en el vacío.

(1) Se prepara el bromato de bario poniendo bromo á una disolucion concentrada del hidróxido de bario paulatinamente y moviendo sin interrupcion. Cuando la disolucion toma un color amarillo parduzco, la reaccion es acabada. El bromato de bario, siendo muy poco soluble, se precipita y quedan en disolucion bromido de bario y bromido de potasio.

También se puede obtener ácido brómico descomponiendo el bromato de plata por bromo.



Finalmente se puede aprovechar de la reacción siguiente del bromo para con el ácido hipocloroso, la que nos deja ver evidentemente la mayor afinidad del bromo hacia el oxígeno, de la que tiene el cloro hacia el mismo.

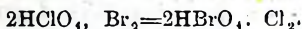


La disolución del ácido brómico es incolora, siruposa, muy ácida y está dotada de un grandísimo poder oxidante y descolorante; enrojece primero, y después descolora el tornasol; oxida los ácidos sulfhídrico, sulfuroso, fosforoso y otros, alcohol, éter &c; se descompone por una ebullición prolongada, comenzando su descomposición ya á 160°.

Acido perbrómico HBrO_4 .

Sin. Ueberbromsaeure; perbromic acid; acide hyperbromique

Este ácido se produce cuando se hace reaccionar el bromo sobre el ácido perclórico.



La disolución obtenida se concentra en un baño de agua hasta la consistencia siruposa. El ácido perbrómico es el compuesto mas estable de los ácidos de bromo.

COMPUESTOS DEL IODO CON OXÍGENO Y CON OXÍGENO E HIDRÓGENO.

Se conocen hasta de presente los siguientes compuestos:

- I_2O_5 , peróxido de iodo,
- I_2O_4 , anhídrido del ácido iódico,
- HIO_3 , ácido iódico,
- HIO_4 , ácido periódico.

Fuera de estos existen todavía combinaciones análogas á la euclorina y al ácido cloroperclórico. El ácido hipoiódoso hasta el día no se ha aislado, existen sin embargo sus sales correspondientes, los hipoiódito.

Acido iódico y su anhídrido HIO_3 é I_2O_5 .

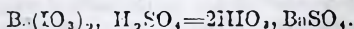
Sin. Iodsaeure, Iodsaeureanhydrid; iodic acid, iodic anhydride; acide iodique, anhyäride iodique.

El método de preparación mas sencillo y ventajoso, cuando

(1) La fórmula expresa solamente el resultado final, pues la reacción se hace sin duda por diferentes estadios.

se trata de preparar porciones cortas del ácido (5-10 gramos) es la oxidación del iodo bien pulverizado por ácido nítrico del pes. esp. 1,5 en temperatura débil. Al fin se separa el ácido iódico formado del ácido nítrico sobrante así como del iodo que se ha sustituido á la reacción evaporando al seco.

Prepárase también herviendo con ácido sulfúrico diluido el iodato de bario, cuerpo cristalizado apenas soluble en agua (1).



Se facilita la reacción agregando al licor un poco de ácido nítrico que disuelve el iodato bórico y hace así más fácil la acción del ácido sulfúrico. Evapórase al fin la disolución filtrada al seco.

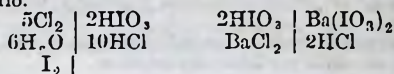
El ácido iódico es sólido y se cristaliza en láminas hexagonales, transparentes, con brillo de vidrio, solubles en el agua. Calentado lentamente á 130° pierde agua y solo conserva 1 molécula por dos del anhidrido, teniendo entonces $3\text{I}_2\text{O}_5 + \text{H}_2\text{O}$. La misma cantidad de agua es estrahida del ácido por el alcohol absoluto, y una mezcla de alcohol con ácido sulfúrico. A 170° se transforma en anhidrido completo, I_2O_5 , que no se descompone sino por calor rojo, dando iodo y oxígeno.—El *anhidrido* se presenta generalmente en estado de polvo blanco; de la disolución del ácido iódico en agua acidulada por ácido sulfúrico se obtiene en forma de escamas cristalinas.

El carácter químico del ácido iódico es de un ácido fuerte, estable y de un oxígeno enérgico. En disolución acuosa oxida todos los metales, excepto el oro y platino. Con un poco de ácido sulfuroso forma ácido sulfúrico y iodo libre, con el mismo en exceso da ácido iodhídrico y sulfúrico; asimismo prodúcese con poco de ácido sulfhídrico iodo libre y ácido sulfúrico, mas con un exceso ácido iodhídrico y sulfúrico. El ácido iódico forma con el ácido iodhídrico iodo y agua, con ácido clorhídrico tricolorido de iodo y cloro libre. Unese directamente con ácido sulfúrico y forma los compuestos: $2\text{HIO}_3 + 3\text{H}_2\text{SO}_4$ y $2\text{HIO}_3 + 3\text{H}_2\text{SO}_4 + 6\text{H}_2\text{O}$.—El ácido iódico enrojece y luego decolora la tintura de tornasol como los ácidos clórico y brómico.—Se disuelve fácilmente en agua.

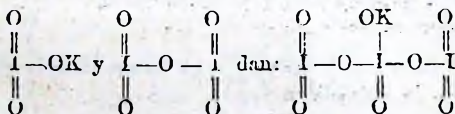
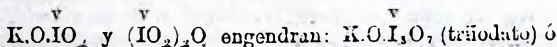
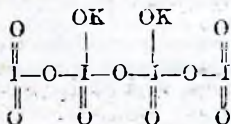
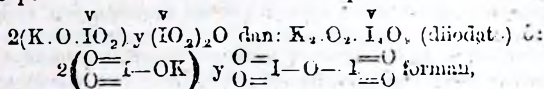
El anhidrido iódico da al disolverse en agua ácido; con ácido sulfhídrico gaseoso reacciona enérgicamente produciendo agua, ácido iodhídrico, iodo y azufre. Calentando con sustancias combustibles (carbón, azúcar, resina, azufre, con polvos finos de metales combustibles) detona al mismo tiempo que las quema.

Aunque el ácido iódico sea monobásico, engendra siembar-

(1) El iodato de bario se obtiene pasando cloro por una disolución de cloruro de bario que tien iodo en suspensión. Fórmase ácido iódico que precipita luego el bario en estado de iodato, produciéndose al mismo tiempo ácido clorhídrico. De tiempo á tiempo se neutraliza la reacción ácida de la disolución, debida al ácido clorhídrico, por hidróxido de bario.



go sales ácidas y compuestos salinos muy complejos, los que dejan atribuir al iodo una atomicidad múltiple. Por lo común, los iodatos sí corresponden á la fórmula MIO_3 , mas conocemos tambien tales, que llamados diiodatos y triiodatos, la 1 de expresarse por las fórmulas: $\text{K}_2\text{O}_2 \cdot \text{I}_4\text{O}_9$ y $\text{KO} \cdot \text{O} \cdot \text{I}_3\text{O}_7$. Ellos se derivan de la union química entre los iodatos simples y el anhídrido iódico. Suponiendo que el iodo en estas reacciones funciona como pentatómico su formacion se explica fácilmente.

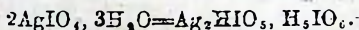


Acido periódico HIO_4 , (ó mas bien (H_5IO_6) .

Sin. Ueberjodsäure; periodic acid; acide hyperiodique.

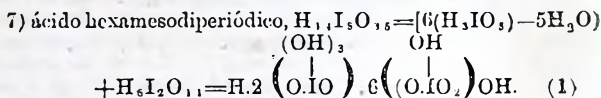
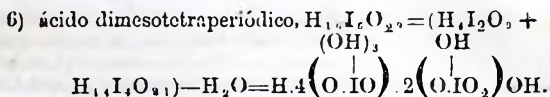
(El anhídrido del ácido periódico (I_2O_7) aun no se ha aislado).

El ácido periódico se prepara tratando periodato (metaperiodato) de plata, AgIO_4 (1), con agua. Pues esta sal suelta bajo el influjo del agua la mitad de su parte ácida transformándose en mesoperiodato monácido:



El mesoperiodato de plata se precipita completamente. La disolucion se concentra primero en el baño de agua, despues en el vacío

(1) Para obtener este periodato disuélvese 1 parte de NaHO en poco de agua y se da á la disolucion 1 p. de iodato de sodio (preparado calentando juntos iodo, clorato de sodio y un poco de ácido nítrico), luego se filtra, se pone el filtrado en un matraz de vidrio sobre un baño de agua hirviendo y se pasa cloro por el líquido. Fórmase NaCl y $\text{Na}_2\text{H}_3\text{IO}_6$, este siendo muy poco soluble se precipita. Se recoge el precipitado sobre un filtro y se le disuelve en agua acidulada por pocas gotas de ácido nítrico. Añadiendo á la disolucion otra de nitrato de plata se precipita $\text{Ag}_2\text{H}_3\text{IO}_6$, el que se separa de la disolucion filtrando, y se disuelve en ácido nítrico caliente. Evaporando esta última disolucion quedan cristales anaranjados de AgIO_4 .



Estos son solo las especies de ácidos periódicos cuya existencia es probada por sales correspondientes analizadas, mas la teoría provee una infinidad de otros compuestos conformemente derivado del ácido periódico. Veremos mas de este ácido interesante en la química teórica, aquí basta haber indicado la numerosidad de compuestos que engendran los ácidos polibásicos, y la fácil esplicacion que da de ellos la teoría moderna; mientras la anterior no alcanzaba para estos y muchos semejantes compuestos.

Peróxido de iodo I_2O_4 y los demas óxidos de iodo.

Cuando se pone el ácido nitroiodico (1) algunos dias sobre un ladrillo en una campana de vidrio, que está sobre hidróxido de calcio (cal apagada), y se trata luego el producto de la descomposicion anterior por agua y alcohol, se forma un polvo amarillo que es el *peróxido de iodo*.

Las disoluciones alcohólicas de hidróxido de potasio y de sodio dan con el peróxido de iodo compuestos rojos de ladrillo, los que se descomponen con agua, produciendo iodato, iodo y una combinacion llamada "*ácido iodohipoiódico*" de la fórmula I_7O_{13} . Se la saca del precipitado, que consta de él y de iodo, lavándolo con alcohol. Millon, el que ha aislado primero tal cuerpo, sospecha que se compone de los anhídridos del ácido iodoso y periódico ($I_2O_3 + 4I_2O_7$). Al calentar á 150° se desdóbla en iodo libre y peróxido iodico.

Otro semejante cuerpo es el "*ácido hipoiodo-íodico*", I_6O_{13} . Se forma en la descomposicion espontánea de las moléculas dobles del anhídrido sulfúrico-íodico, $5I_2O_{13} + SO_2$, en aire húmedo. Parece constar de los anhídridos del ácido iodoso y periódico ó del anhídrido del ácido íodico y peróxido de iodo ($I_2O_3 + 2I_2O_7$ ó $I_2O_5 + 2I_2O_4$).

(1) Estos ácidos pueden tambien considerarse como anhídridos del ácido periódico normal condensado; así es 1) = primer anhídrido del ácido diperiódico, 2) = segundo anhídrido del ácido diperiódico, 3) = 2 anhídrido del ácido tetraperiódico, 4) = tercer anhídrido del ácido triperiódico, 6) = segundo anhídrido del ácido hexaperiódico, 7) = sexto anhídrido del ácido octoperiódico.

(2) Obtíñese este compuesto $[I_2O_4(NO)_2]$ en forma de polvo voluminoso amarillo al tratar iodo con ácido nítrico (pes. esp. 1.486) en frio.

ARTICULO II.

AZUFRE Y COMPUESTOS DEL AZUFRE CON EL HIDRÓGENO, CON LOS HALÓGENOS Y CON EL OXÍGENO.

- Azufre S.

Sin. Schwefel; sulphur; soufre.

1º PREPARACION. Estando el azufre nativo muy extendido en la naturaleza y hallándose sobre todo combinado con los metales, estráese todo el azufre comercial, 1º de los depósitos en que se le encuentra en estado nativo y 2º de los sulfidos de hierro naturales, es decir, de las *piritas*.

a.) *Estraccion de azufre nativo.* El azufre natural está generalmente mezclado con sustancias térreas, de las cuales se le separa sometiénolo á una primera operacion que da el *azufre bruto*. En Sicilia de donde se sacan $\frac{2}{3}$ del azufre comercial y donde hay mas de 700 sitios de estraccion de azufre (1), se emplean principalmente para esta primera operacion los siguientes métodos.

1º *Método de fundicion.* Los materiales ricos y pulverulentos son principalmente los que se benefician fundiéndolos en calderos de hierro, que caben á lo mas dos metros cúbicos. Las piedras y sustancias terrosas siéntanse al fondo, de donde se sacan de tiempo á tiempo remplazando su masa por material nuevo. Esto se repite hasta que está llena toda la caldera con azufre fundido. Manteniendo este todavía por algun tiempo bien suelto se dejan depositar lo mas posible los últimos restos térreos. Al fin se echa el azufre en vasijas de madera en las cuales se solidifica en forma de cepones grandes. En este método se pierde mucho de azufre botado con los residuos térreos.

2º *Método de calcaroni.* En las provincias de Catúnea, Girgenti y Palermo, el mal estado de los caminos y la falta de leña y carbon obliga á extraer el azufre por fusion en grandes pilas de forma cónica cuya mole se calienta por la combustion de una parte del mismo azufre. Dispónense estas pilas (fig. 31) en hornos circulares (*calcaroni*) de 10 á 25 metros de diámetro con fondo inclinado, y cuya pared del recinto tiene una altura de 1^m50 á 2 metros. En la parte mas declive hay un nicho (h) separado del lugar, donde se coloca el mineral, por parrillas de hierro (f); por la abertura (c) se hacen las fundiciones. Cárgase el horno poniendo primero los mayores trozos bastante espaciados, y despues por encima otros cada vez menores, dejando siempre entre sí intervalos (v), y se sube el monton en cono truncado hasta que tenga una altura proporcionada; terminando la carga con mineral fino apelmazado y materias secas térreas (n) para

(1) Las mas ricas minas de azufre en Sicilia son las de las provincias Caltanissetta y Girgenti, entónces siguen las de Catania, Palermo y Tragani.

evitar una combustión rápida, que ocasionaría mucha pérdida de azufre. Se enciende la masa con yerbas secas y azufradas proyectadas en las canales (i), que se tapan después de 12 horas con planchas de piedra (m). El calor se va propagando poco á poco de las canales hacia el interior de la pila y el azufre corre de un modo continuo en el nicho, de donde se le saca de tiempo á tiempo por la abertura (c) para fundirle en moldes. La operación dura de 15 días á 1 y 2 meses según las dimensiones del horno y se conoce que está concluida cuando ya no fluye azufre al nicho, ni se desprende anhídrido sulfuroso. Este método molestando mucho los alrededores por el gas anhídrido sulfuroso, está prohibida su uso mientras los meses del estío.

3º *Método de destilación.* En Puzol, cerca de Nápoles y algunos otros lugares, se logra azufre bruto por medio de destilación de las arenas del antiguo cráter impregnadas con azufre. Comunemente esta operación se efectuaba antes en tarros de barro colocados en dos filas en un horno largo de galera, los cuales se comunican por un tubo lateral inclinado con otras vasijas semejantes situadas esteriormente y provistas en su parte inferior de un tubito por donde corre el azufre condensado y líquido, que se recibe en tinajas llenas de agua fría donde se solidifica.

Mas este aparato hoy día está reemplazado en muchas partes por otro mas perfecto y ventajoso. La construcción de esto se comprende fácilmente por la fig. 32. La caldera de hierro colada con su tapa bien lutada (a) contiene el material azufrado, el tubo (d) conduce los vapores al condensador (e), del cual el azufre fundido fluye por (f) en el recipiente á los moldes. El humo y aire caliente que sale del hogar rodea de tres lados las paredes de un cajón de maipostería, para calentar de antemano el material que se ha de poner luego en la caldera.

4º *Procedimiento por el vapor de agua.* En este momento se ha introducido con buen éxito en Nápoles la extracción del azufre por el vapor de 4 atmósferas. El aparato (fig. 33) de la invención de Emile y Pierre Thomas permite ejecutar 10 operaciones por día en un espacio de 1 metro cúbico, beneficiándose así sin pérdida de azufre y sin desprendimiento de anhídrido sulfuroso la igual cantidad de material como en un calcaroni de 400 metros cúbicos. En el cilindro de hoja de lata forrado con madera de 0^m80 á 1 metro de diámetro y de 4 á 6 metros largo, se introduce sobre dos ralles (rr) un carro lleno de material azufrado, se cierra herméticamente la abertura en la estremidad derecha, se hacen entrar por el tubo (tt) vapores de agua de 4 atmósferas, que espulsan el aire por otro (c). Después de haber espelido casi todo el aire se cierra la llave del tubo (c) y abriendo la de F', ó si por acaso ella estaria tapada, la de F, que dan muy poca salida, se continúa la introducción del vapor y eleva la temperatura en el cilindro rápidamente á 130º, lo que se verifica produciendo la presión correspondiente señalada por el manómetro S. El azufre se funde, corre de las paredes agujereadas del carro en el cilindro, acumulándose por fin en el recipiente cónico D'. Extraído después de 1 á 1½ hora todo el azufre de la carga, se abre la llave V y se hace pasar el vapor en otro cilindro igual donde

espole el aire y calienta. En seguida se desmonta el recipiente D, se le conduce sobre rallas al almacén donde se ocha el azufre solidificado, volviendo el recipiente cónico de arriba hacia abajo. Retírase el carro con su material exhausto para reemplazarle por otro con nuevo y comenzar otra operación.

El azufre se esporta de Sicilia y Nápoles en estado de azufre bruto y se le refina en los demás países de Europa de varios modos. En Francia (Marséha) se emplea para este fin desde mucho tiempo el siguiente aparato (fig. 34).

Una retorta cilíndrica horizontal (A) espuesta al calor directo del hogar (F) recibe el azufre fundido, que le llega de una caldera superior (C) calentada por los gases de la llama. En la caldera superior se pone el azufre bruto y al punto que se funde dirígese por un tubo lateral (a) á la retorta inferior, donde no tarda en llegar á la ebullición.—Esta disposición permite utilizar mejor el calor y además evita la inflamación que se produciría á estar obligado á abrir la retorta (A) para renovar allí el azufre. El vapor va á una grande cámara de mampostería (B), cuyo suelo ligeramente inclinado termina en una abertura H que se puede destapar á beneplácito. Una puerta grande en una de las paredes laterales, permite penetrar á tiempo oportuno en la cámara para recoger el azufre sublimado, la *flor de azufre*. Una abertura superior (K) con una válvula deja salir el aire, cuando á consecuencia de la dilatación tiende á aumentarse la presión interior.—Llegado el vapor á la cámara fría se condensa allí en polvo fino (flor de azufre); y solo se logra este producto si se detiene la operación ántes que se hayan elevado á 111° las paredes de la cámara por el calor que les ha cedido el azufre. Si al contrario se la continúa, el azufre se condensa en estado líquido y forma una capa gruesa en el suelo inclinado. Abrese la canal H y corre el azufre en la caldera (E). Este azufre vertido en moldes cónicos de boj ó pino húmedos (G, I) da el *azufre en cañones*, que es mas puro que el de flor, estando este siempre impregnado de agua y anhídrido sulfuroso, y para purificarle se ha de lavar en agua hirviendo y secarle.

Los aparatos que emplean en Bélgica son casi los mismos, solo la caldera inferior tiene otra forma lenticular, y la comunicación con la superior es tal, que no solo el azufre fundido y suelto pueda pasar á la inferior como en los aparatos de Marséha, sino también todos los residuos. Además se unen las juntas de las partes del aparato de una manera especial mas durable.

Mas sencillos son los aparatos alemanes é impiden la transformación de los vapores del azufre en anhídrido sulfuroso. Consisten de una parte cilíndrica dos veces encorvada (C) [fig. 35] de hierro colado y dos calderas del mismo (A) y (B) de 1 metro de ancho y alto. La caldera (A) se calienta del hogar E y de las llamas y gases calientes que pasan por (cc); llénase por el embudo (D) cuya estremidad inferior sumerge en el azufre fundido y se mantiene abierta por la barra de hierro (G). Los residuos se quitan por F. El azufre refinado líquido se deja fluir por (e) en la vasija (f). Para mantenerle líquido en la caldera B, esta sienta en mampostería, por semejante razón también la parte

sobre (A) está rodeada de la misma. Tales aparatos sirven solo para obtener azufre en cañones.

b.) *Estraccion del azufre de las piritas.* Desde algunos años acá se extrae una cantidad bastante crecida de azufre de la pirita (FeS_2), que se pone en retortas de barro (A) [fig. 86] de forma cónica situada transversalmente en número de 12 á 24 en un horno de galera. La estremidad inferior de la retorta lleva un tubo de desprendimiento (b) que conduce el azufre en un recipiente de hierro colado (C) con agua fria.—La pirita se transforma en las retortas en monosulfido ó sulfido magnético segun la temperatura mas ó ménos subida:



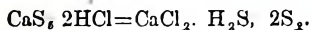
Este modo de estraccion del azufre, aplicado en grande en los países distantes de los depósitos de azufre nativo, tiende á generalizarse cada vez mas.

Hay todavía varios métodos de estraccion de azufre no de materiales naturales sino de productos secundarios de la industria.

Así se le saca de los residuos de la fabricacion de la soda (carbonato de sodio) que contienen mucho de sulfido de calcio desprendiendo de ellos ácido sulfhídrico por medio de ácido carbónico, una parte de esto se quema transformándole en anhídrido sulfuroso, que viniendo en contacto con otra parte de ácido sulfhídrico da azufre y agua. Tambien se introduce el ácido sulfhídrico en disoluciones de sesquiclorido de hierro, ó se le pasa por tubos enrojecidos con objeto de asilar su azufre.

Fuera de esto se logra el azufre de los residuos, que quedan en la purificacion del gas de alumbrado.

Una cierta especie de azufre que se llama "*leche de azufre*" se prepara en grande precipitándole de una disolucion acuosa del pentasulfido de calcio (CaS_5) por medio de ácido clorhídrico ó acético:



Puede reemplazarse el pentasulfido de calcio por cualquier otro polisulfido alcalino ó tierroalcalino para obtener esta especie de azufre (1).

2º PROPIEDADES FÍSICAS. El azufre les posee muy singulares, que hace uno de los elementos mas curiosos que hemos de estudiar.

Alotropia del azufre. Puede presentarse el azufre bajo varios estados físicos mostrando diferentes propiedades en cada uno de ellos. Llámase este fenómeno "*alotropia*" y lo dejan observar diferentes sustancias, mas tal vez en ninguna se verifica con tanta estension que en el azufre. Aunque las investigaciones sobre este asunto aun no están concluidas, sinembargo ya se ha aclarado mucho; señalaremos lo que parece cierto y á lo ménos lo mas probable.

(1) Empleando sulfidos alcalinos se les pueden precipitar tambien por ácido sulfúrico diluido.

Las varias formas de azufre se dividen en tres grupos con respecto de la solubilidad en sulfido de carbono (anhidrido sulfocarbónico).

I. Las formas del *azufre soluble* en este disolvente son:

a.) El *azufre rómbico* (ó *nativo octaédrico*, α -*azufre*). Tal es todo el azufre que se halla en la naturaleza, el que se deposita de sus disoluciones cristalizando á una temperatura que no pasa 80°. Tambien resulta cuando azufre sobrefundido cristaliza á 90°. En fin, ella es la modificacion en que se transforman todas las demas de suyo.

Esta modificacion cristaliza en octaedros rómbicos. Los cristales que se forman abandonando disoluciones de azufre en sulfido de carbono á la evaporacion espontánea son generalmente muy sencillos y no tienen otras caras sino las del octaedro fundamental (P) [fig. 37]. Se conocen 22 diferentes combinaciones cristalinas del azufre rómbico, las caras mas frecuentes deja ver (fig. 38). La dureza de los cristales varía de 1,5 á 2,5, el peso esp. es 205-207. Ellos son transparentes, á -50° casi incoloros á 0° amarillentos volviendo mas y mas amarillos con el ascenso de la temperatura, son broncos y quebradizos. El azufre rómbico se funde á 115° [segun Person y Kopp; mas segun otros 113-111°].

b.) *Azufre monoclino* (*prismático*, *clino rómbico*, β -*azufre*). So forma cristalizando por enfriamiento (hácia 113°) del azufre fundido. Para tener cristales muy limpios se funde azufre en un crisol y se tiene la precaucion de decantar á tiempo que principia á solidificarse la superficie libre, la parte del azufre aun líquida. Quitando la costra superficial se hallan las paredes laterales del crisol tapizadas de largas agujas transparentes y algo flexibles. De las disoluciones de azufre tambien cristaliza siempre la modificacion monoclina cuando la cristalicacion se hace en temperaturas mas altas de 80°. Los cristales octaédricos y todo azufre rómbico mantenido algun tiempo á una temperatura de 100° pierde su transparencia y se transforma en azufre monoclino.

Recíprocamente, las agujas del azufre prismático abandonadas á sí mismas se alteran poco á poco, pierden su transparencia y se ponen opacas y friables, y por medio del microscopio se conoce que ya no son mas que agregaciones de octaedros que solo esteriormente conservan la forma prismática. Puede hacerse esta transformacion muy rápida humedeciendo las agujas con un poco de sulfido de carbono ó sumergiéndolas en otros disolventes del azufre y tambien por cualquier sacudimiento. Se deja entónces ver que la transformacion va acompañada de un desprendimiento de calor, desprendiendo un gramo de azufre 2,27 calorías. Fúndase esto, en que el azufre rómbico volviéndose prismático absorbe tanto calor y le hace latente. Por la misma razon el azufre prismático desprende mas calor al arder que el rómbico (1). El peso específico del azufre prismático es 1,9 y su

(1) 1 gramo de azufre prismático desprende al arder 2300 calorías,
 1 „ „ octaédrico „ „ 2260 calorías.

temperatura de fundición 120°. Los cristales prismáticos obtenidos por evaporación de disoluciones son enteramente transparentes, casi incoloros, mientras los que se han obtenido por enfriamiento de masas fundidas tienen un color amarillento poco parduzco.

c.) *Azufre amorfo*. A esta clase pertenece la leche de azufre cuya preparación tenemos explicada arriba [pág. 141], además el azufre que se aisla en la descomposición espontánea del ácido sulfhídrico y del disulfido de hidrógeno; se forma, en fin, azufre amorfo tratando las disoluciones del ácido sulfhídrico ó las de los sulfidos alcalinos con sustancias oxidantes: ácido nítrico, sesquiclorido de hierro.

Representa un polvo blanquizco amarillento, muy blando. Se transforma espontánea y enteramente en azufre rúbico mientras algunas semanas, y rápidamente al disolverlo en sulfido carbónico.

II. *Modificación de azufre que al principio se disuelve en sulfido de carbono, mas vuelve insoluble en el mismo disolviendo y evaporando repetidas veces*. Tal azufre se forma mezclado con el azufre soluble amorfo blando, de que acabamos de hablar, así como con azufre rúbico y azufre insoluble: 1° calentando mucho el azufre sobre su punto de fusión y enfriándole luego rápidamente: 2° precipitando azufre del hiposulfido de sodio por ácidos ó mas generalmente aislándole de sus compuestos con el oxígeno [politionatos], cloro, bromo, iodo por vía húmeda; y 3° descomponiendo por cloro seco una disolución saturada de disulfido de hidrógeno en el sulfido de carbono. Para separar el azufre de que se trata aquí, de otras modificaciones que le acompañan, se le digiere primero con sulfido de carbono, sacando el azufre insoluble, luego se evapora la disolución y se repite dos ó tres veces la disolución y evaporación. Volviéndose insoluble el azufre de esta modificación (II), mas no el azufre rúbico y tampoco el azufre amorfo (I. c) sopárase aquel de esto al fin por una disolución y decantación.

El azufre obtenido de tal manera tiene color amarillo claro, no solo es amorfo sino tambien pastoso y aun oleoso; solidificase paulatinamente mudándose en azufre insoluble amorfo, de que hablaremos al momento, lo propio sucede pronto cuando se le amasa con una barilla de vidrio. Él se disuelve mas pronto en sulfido de carbono que el azufre rúbico.

III. *Azufre insoluble en sulfido de carbono*. Juntamente con la modificación (II) se forma el azufre insoluble en todas circunstancias que tenemos indicado arriba para la formación de aquella, además se engendra, mezclado con otras modificaciones: 1° cuando se condensa vapor de azufre por agua ó aire (flores de azufre): 2° dejando influir la luz solar directa sobre la disolución del azufre rúbico en sulfido de carbono: 3° obrando iodo, ácido nítrico, anhídrido sulfuroso para con el azufre en calor: 4° en la combustión rápida é incompleta del ácido sulfhídrico y sulfido de carbono; 5° en la descomposición del ácido sulfhídrico por ácido oxálico caliente, por ácido nítrico humeante, anhídrido sulfuroso, sesquisales de hierro, ácido crómico &c.

Comunmente se prepara azufre que contiene hasta 60 por ciento

de azufre insoluble blando calentando el azufre rómbico á 280-360° y enfriándole luego rápidamente. La retorta (fig. 39) se llena hasta la mitad con azufre y se le hierva. El vapor de azufre se condensa en el cuello y fluye en un vaso lleno de agua fria, formando bajo el agua acumulaciones hilosas de azufre blando y elástico, algo trasparente (1). El azufre insoluble se separa fácilmente de otras especies de azufre tratando las mezclas con sulfido de carbono.

Esta modificación (III) preséntase por lo comun en estado de polvos blandos, flojos y amorfos, que segun dicen constan en los mas casos de vesículas rotondas microscópicas. Se funde mas arriba de 120°. El peso esp. parece menor que el del azufre prismático (entre 1,8-1,9). Transformase de suyo en azufre rómbico con diferente rapidez segun el método de la preparacion. El mas inestable es aquel azufre insoluble que se obtiene por enfriamiento rápido del azufre calentado, sin embargo necesita años enteros para la transformacion completa; al contrario, el azufre en estado de flor contiene la modificación mas estable. Puede tambien aquí acelerar la mudacion poniendo el azufre insoluble en contacto con diferentes líquidos (disolucion acuosa de ácido sulfúrico, de sulfido sódico &c.)

Pasando el azufre al calentar por sus diferentes modificaciones, deja observar fenómenos singulares. Cuando se caldea otros cuerpos, absorben de una manera constante y regular del calor comunicado á ellos y aumentan al mismo tiempo proporcionalmente su volúmen y temperatura; no lo es así con el azufre. Pues si se le calienta el azufre rómbico ú ordinario en una retorta, se funde á 115°. Haciéndose en esta temperatura la transformacion en azufre monoclinó algo de calor, fuera de la cantidad que es necesaria al cambio del sólido en líquido, se vuelve latente (cfr. pág. 142). Luego de 130 á 150° la calefaccion sigue de un modo regular; mas llegando á 150° empieza de nuevo á volverse latente otra cantidad de calor, al mismo tiempo toma una consistencia mas y mas viscosa; á 260° queda enteramente estacionaria la temperatura y es tal la viscosidad del azufre que se puede volcar la vasija que le contiene, sin derramarle. Esta segunda absorcion de calor se debe al cambio del azufre prismático en azufre insoluble. Tambien el color amarillo claro y la transparencia que el azufre conserva hasta 120° se cambia despues: desde 130° se ve oscurecerse y llegar á ser pardo hasta negro. Acabada la formacion de azufre insoluble, él se pono de nuevo fluido, aclarando algo su color; por último, á los 448° entra en ebullicion y se destila. Sus vapores son de color rojizo parduzco.

En el estado de vapor el azufre tiene propiedades no ménos notables que en el de líquido y sólido. Pues la densidad de este vapor tomada á 500° y bajo la presion normal es 96 (con relacion del hidrógeno), mientras que por lo comun la densidad de los elementos es igual á su peso atómico. Mas, Deville y Troost

(1) Cuando el azufre se enciende saliendo del cuello, se aumenta la cantidad del azufre insoluble. Las masas elásticas obtenidas por enfriamiento rápido en agua, no endurecen sino despues de algunos dias, tomando un color amarillo de limon y transformándose poco á poco en azufre rómbico.

han comprobado que tal densidad disminuye cuando la temperatura se eleva progresivamente para llegar al fin constante é igual á 32 desde cosa de 860° á 1162°. Dedúcese de estas densidades que las moléculas de azufre inmediatamente despues de formarse al hervir constan de 6 átomos, mas desde 860° solo de dos. Tambien hay razones para creer que á la densidad de 64 por la cual pasan los vapores subiendo la temperatura de 500° á 860°, corresponda una composicion de las moléculas de cuatro átomos.

PROPIEDADES FÍSICAS GENERALES Á TODAS LAS MODIFICACIONES DEL AZUFRE. El azufre es mal conductor de la electricidad y del calor. El calor de la mano basta para producir en este cuerpo una dilatacion de las partes superficiales y determinar por lo tanto en las interiores no calentadas rupturas indicadas por pequeños crujidos, los cuales se hacen mas fuertes si se mete de pronto en agua caliente el azufre en cañones. (1) El azufre deja ver bien el fenómeno de sobrefusion. Pues cantidades notables pueden enfriarse á 108 y aun 96° sin solidificarse, mas si comienza la solidificacion sube la temperatura á 112° y queda tal basta que todo está sólido. Gotas de azufre líquido pueden mantenerse líquidos bajando su temperatura á la ordinaria.—Al frotar desarróllase en el azufre electricidad negativa; y segun Knox el azufre fundido conduce la corriente de una batería que consta de 60 pares de elementos.—El peso atómico del azufre es 32 (2).

Solubilidad. En agua se disuelve nada de azufre, en alcohol, éter, esencias etéricas, aceites, amoníaco muy poco; mas mucho en sulfido de carbono y clorido de azufre, los que son sus mejores disolventes.

3° PROPIEDADES QUÍMICAS. El azufre es un cuerpo bastante ácido ó electronegativo; electropositivo es solo para con los halógenos y segun parece tambien en algunas reacciones para con el oxígeno. Su atomicidad es doble, cuádruple y séstuple—La afinidad del azufre hácia los demas elementos electronegativos y electropositivos es poderosa. Él se une directamente y en tem-

(1) Esta propiedad del azufre no consiste únicamente en que este cuerpo es mal conductor del calor porque no la presentan otros muchos cuerpos malos conductores, como la celofonia. Depende mas bien y sobre todo de la estructura del azufre. Habiéndose transformado del azufre monoclinó ysiendo el azufre en cañones un agregado secundario de cristalitas rómbicos bajo una cubierta monoclina que no les conviene.

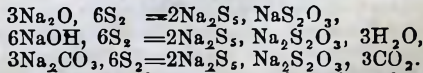
(2) Stas, le determinaba recientemente de nuevo por medio de diferentes métodos y halló el número 32,074 con relacion al del oxígeno =16, y 31,994 cuando el del oxígeno se toma por 15,96 (cfr. pág. 89).

El color amarillo de limon característico para el azufre puro es cambiado profundamente cuando se le funde con mínimas cantidades de algunas otras sustancias. Así se pone rojo con $\frac{1}{200}$ de manteca ó sebo y negro con $\frac{1}{100}$ del mismo. Del propio modo influyen parafina, aceite de trementina, ácido estéarico, cera, etc. Tambien se obtiene azufre negro fundiendo 400 partes de azufre con 1 de iodo, mientras que al calantar á 200° con $\frac{1}{100}$ de bromo resulta azufre blando amarillo de cera. El color oscuro que toma el azufre comunmente cuando llega su temperatura á 260° segun algunos químicos se debe igualmente á impurezas del azufre.

peratura ordinaria con el cloro y bromo, en temperatura subida tambien con el iodo, formando con cada uno de estos elementos varios compuestos. Se conoce igualmente una combinacion con el fluor. Calentado á 250°(300°) se combina directamente con el oxígeno del aire, quemando con una llama azul y esparciendo un olor picante debido al anhídrido sulfuroso (SO₂); por via indirecta forma todavía otros compuestos oxigenados. Con selenio y teluro no se une sino indirectamente. De los elementos trivalentes se puede unir directamente y en diferentes proporciones el fósforo, arsénico, antimonio y boro. Entre los elementos tetravalentes son el carbono, silicio y estaño los que permiten union directa con el azufre.

Tambien con el mayor número de los elementos electropositivos se une directamente, con energía y en varias proporciones, pero por lo comun solo en temperatura mas ó ménos elevada. Queman en el vapor de azufre el cobre, plomo, plata, hierro, zinc; muy brillante es la combustion cuando se introduce sodio encendido en vapor de azufre por medio de una cucharita de hierro, desarróllase en este experimento tal calor que el mismo hierro de la cucharita prende fuego y el sulfido hiérrico cae goteando al fondo del frasco. Tambien es lindo el fenómeno que se produce al inyectar limadura de hierro en un matraz en que está hirviendo azufre. El hierro dividido y humedecido se combina hasta en frio con el azufre (volcan de Lemery). Para hacer el experimento se mezclan en un frasco bastante espacioso 2 partes de limadura de hierro y 1 de flor de azufre, y se humedecen con agua; á poco tiempo se produce sulfido de hierro con desprendimiento abundante de vapor de agua.

Notable es la reaccion del azufre con los óxidos é hidróxidos alcalinos y tierraalcalinos y con los carbonatos alcalinos. Pues fundiendo azufre con estos cuerpos sólidos ó cociéndole con las disoluciones acuosas de ellos se obtiene masas ó disoluciones pardas, que contienen los sulfidos é hiposulfitos de los metales correspondientes, segun la cantidad del azufre que se tomó, resultan aquellos mas ó ménos ricos en azufre.



Los ácidos no atacan ó muy poco el azufre; al cocer con ácido nítrico se transforma una cantidad corta en ácido sulfúrico, con ácido nítrico humeante se le puede transformar enteramente en este ácido. Pronto se consigue lo mismo tratándole en calor con agua régia ó con una mezcla de ácido clorhídrico y clorato de potasio.

Los compuestos del azufre con otros elementos son análogos en su composicion y su carácter químico á los que forman los mismos elementos con el oxígeno, por lo tanto llevan comunmente nombres análogos (cfr. pág. 48, 49, 51):

H ₂ O	agua (óxido de hidrógeno),	H ₂ S	ácido sulfh. ó sulfi. de hidróg.
K ₂ O	óxido de potasio,	K ₂ S	sulfido de potasio,
BaO	„ de bario,	BaS	„ de bario,

KHO hidróxido de potasio,	KHS hidrosulfido de potasio,
BaH ₂ O ₂ „ de bario,	BaH ₂ S ₂ „ de bario,
CO ₂ anhídrido carbónico,	CS ₂ sulfido de carbono (anhídri-
K ₂ CO ₃ carbonato de potasio,	do sulfocarbónico),
	KCS ₃ sulfocarbonato de potasio.

4º PROPIEDADES FISIOLÓGICAS. El azufre tiene olor apenas perceptible. Introducido en el organismo no influye mucho ó nada, porque no encuentra disolventes. Mientras en el estómago no se disuelve nada, en las secreciones alcalinas del intestino y de la hiel parece disolverse algo, tal vez en forma de sulfido alcalino; y así es que en parte puede entrar en la sangre. Tomado interiormente en dosis de 0,5 á 1 gramo produce á lo mas indisposicion, en dosis de 9-12 gramos obra como un purgante suave; sobre las partes desnudas de la epidermis influye mecánicamente como un irritante.

5º ESTADO EN LA NATURALEZA.. El azufre nativo se encuentra segun su forma exterior en tres especies: 1º *azufre cristalino*, es decir en masas que dejan ver claramente estructura cristalina, ó en cristales mas ó menos sueltos. Hermosos octaedros rómbicos de azufre se hallan en la cercanía de Urbino, Reggio (Italia), de Girgenti (Sicilia), en Gonil, cerca de Cádiz, en Radoboy (Croatia), á veces tales cristales tienen 13 á 14 centímetros de largo. 2º *Azufre no cristalino* llamamos aquel que se halla en masas notables y coherentes y es trasparente, tiene color amarillo hasta pardo, mas en cuanto á su estructura interior parece enteramente homogéneo y amorfo. Tal es la mayor parte del azufre de Sicilia, de Boloña y Nápoles, de Teruel y Arcos en España &a. Muy frecuente es, 3º el azufre térreo, que está mezclado con mucha arcilla y arena y forma á veces capas gruesas y estendidas sobre y bajo la superficie de la tierra. Así se halla en la inmediacion de las solfataras de Puzol cerca de Nápoles, en diferentes lugares de Polonia y Moravia.

Con respecto del origen del azufre se han de distinguir dos especies de azufre: sedimentario y volcánico.

El azufre sedimentario se produjo y sigue todavía formándose por descomposicion de los sulfatos y sulfidos naturales por via húmeda, por lo tanto le encontramos mas comunmente entre las capas sedimentarias de yeso y arcilla bituminosa que están acompañados á menudo por los depósitos de sal gema. Tal azufre encierran igualmente las formaciones antiguas como las recientes, muy ricos en él son principalmente las formaciones terciarias y aun mas recientes. Casi todo el azufre de Sicilia es azufre sedimentario, que pertenece á la formacion terciaria y reciente, asimismo las capas de azufre de Teruel en Aragonia, las de Swoszowici en Cracovia (Polonia). Del mismo período geológico es el azufre que se halla entre capas de lignita en Komotau, Frlendorf (Bohemia), Radoboy (Croatia), Artern (Alemania). Tambien resulta azufre sedimentario por la descomposicion del ácido sulfhídrico y de los sulfidos alcalinos de las fuentes sulfurosas y de las solfataras. Generalmente los depósitos de tal azufre que pertenecen á los tiempos mas recientes no llegan á las dimensiones del azufre sedimentario anterior, sin embargo son á veces muy notables las

cantidades que se forman de tal suerte. En Java, por ejemplo, se han descubierto solfataras con una rica formacion de azufre; tambien cerca de la playa del mar Rojo, en Bahu el Saphinique se encontró en el año 1855 una solfatara de la cual sacaron en el mismo año 600000 kilogramos y en el siguiente la cantidad casi doble. Tambien Chile parece rica en tal azufre.

Azufre volcánico. Este se deposita en las paredes de los cráteres volcánicos, y entra en las cavidades y hendiduras de las piedras que componen los cráteres, y se debe su formacion á las exhalaciones del cráter. Del interior del cráter Alagüez en Armenia fluye, segun dicen, continuamente azufre fundido que se solidifica corriendo por debajo de las paredes exteriores (?).—No se ha de pensar que la formacion del azufre volcánico no sea otra cosa sino una simple sublimacion; no, ántes se debe atribuirle á la descomposicion del anhídrido sulfuroso (y del ácido sulfúrico) desprendido constantemente de las bocas volcánicas.

Así como el carbono en los principios de nuestro globo no se hallaba en estado aislado ó en el de elemento, así tampoco existia entonces el azufre en tal. Es un producto secundario, aislado poco á poco de sus compuestos con otros elementos, de los sulfatos principalmente, los que se derivan á su vez de los sulfidos. Probable es, que de una manera análoga segun que se aísla el carbono por medio de las plantas vivas, tambien el azufre debe su estado nativo al influjo del reino orgánico, es decir al de la descomposicion de los organismos muertos. Por consiguiente vemos aqui, así como en muchos otros procedimientos geológicos la dependencia mútua entre el reino inorgánico y orgánico en la misma produccion de los minerales.

Los compuestos azufrados se hallan en el reino mineral en abundancia mucho mayor, que el azufre nativo. Unido á diferentes metales, sobre todo, al hierro, cobre, plomo y mercurio forma depósitos muy considerables; aun mas abundantes y mas esparidas son las cantidades de sulfatos tan comunes como los de calcio [yeso y anhídrita], de bario [espato pesado], de magnesio y aluminio. En estado de ácido sulfúrico le encontramos rara vez en las aguas volcánicas [pág. 73]. Combinado al oxígeno y al hidrógeno (SO_2 y H_2S) lo exhalan los volcanes y solfataras.

Tampoco deja de ser menos abundante y comun en el reino orgánico. Se le encuentra principalmente en los albuminatos y en las sustancias albuminoidas de las plantas y animales. En las plantas especialmente se halla en ciertas esencias de olor muy penetrante, como son esencia de sinapis, de ajo, de asafétida &c. Es un constituyente de los pelos, de los principios de la hiel, de la cistina y de muchas otras sustancias azufradas animales. Componiéndose los órganos animales en su mayor parte de albuminatos y sustancias albuminoidas [albumina, fibrina, elastina, colágeno, condrígeno], y conteniendo casi todos los líquidos animales sulfatos, importa mucho el azufre contenido en los organismos animales. Para dar una idea de eso, basta decir que un hombre de mediana talla queda reducido por la desecacion á 11 kilogramos de materia orgánica, en los que hay 110 gramos ó 1 por ciento de azufre.

6º APLICACION. De la estensa aplicacion del azufre se podrá bien juzgar considerando la tabla de producciones y consumos que sigue: importaba pues en

Europa la produccion del azufre en el año 1867: 350.000.000 kilógr.

á saber en Italia: 34300000 kilógr (1),

España 4000000 „

Austria 1750000 „

Alemania del Norte 500000 „

Bélgica 400000 „

Los demas paises europ. 350000 „

Del como se aumenta cada año el consumo del azufre dan cuenta los cambios de las cantidades de azufre esportado de la Sicilia,

se esportó en el año 1851: 47447300 kilógr.

1861: 77076000 „

en los últimos años mucho excedia 80000000 „ cuyo valor asciende á 35 millones de francos.

De estas sumas se llevaron en los últimos años, á

Inglaterra: 325000000 iló .

Francia: 17500000 „

Alemania: 10000000 „

América: 1000000 „

Bélgica, Holanda, Noruegia recibieron el resto.

La Francia que consumia en el año 1792 solo 5500000 kilógr. de azufre bruto, gastaba en el de 1863 69.460111 kilógr.

Las aplicaciones especiales y mas importantes del azufre son las siguientes.

1º La mayor parte del azufre bruto se emplea para la fabricacion de ácido sulfúrico inglés, de sulfido de carbono, de clorido de azufre, de sulfitos é hiposulfitos, de la ultramarina, para la vulcanizacion de caucho, para la fabricacion de una especie de pajuelas de madera llamadas "allumetes"; entran cantidades considerables en la composicion de la pólvora y de diversas mezclas pirotécnicas.

2º Se le quema en todos aquellos casos en los cuales ha de

(1) La minería de azufre se halló en Italia hasta los últimos tiempos en un estado lamentable: sacaron, pues, el material azufrado de una manera muy gruesa y con grandísima pérdida. Mas, resultando de investigaciones geognósticas, que las minas de Italia no son las únicas de mucha riqueza, y hallándose tales tambien en Egipto y en el Oeste de Africa, comenzaba el gobierno italiano á temer la concurrencia que ha de nacer pronto de estos descubrimientos, y puso toda la industria de azufre bajo la direccion de comisiones científicas y trataba de asegurarse en lo venidero por varias y notables mejoraciones las grandes ganancias que sacaba hasta entonces de sus minas, las principales fuentes de riqueza para este pais.

En las bordes del mar Rojo se encontraron principalmente en dos lugares ricos depositivos de azufre, á saber, á Djemsah y Ranz. El azufre de ambas localidades es de muy buena calidad y se halla en forma de rocas, de manera que es sumamente fácil sacarlo. Una compañía, "compagnie soufrière" empezó ya la explotacion, y cuenta sacar cada mes de la una mina de Djemsah 250000-300000 kilógr, con el trabajo de solos 110 obreros africanos.

obrar el anhídrido sulfuroso como, por ejemplo, en las fumigaciones con azufre, para la conservación del vino, de legumbres &c. para apagar incendios en lugares más ó menos cerrados.

3° La flor de azufre ha hallado en los últimos tiempos una considerable aplicación en el *azufrado de las viñas* para combatir el *oidium Tuckeri*. Para este solo fin se gastaron en un año en la Francia, Italia y España 42500000 kilogr., es decir, 20 á 25 por ciento de la producción total de azufre.

4° La fluidez del azufre y su fácil solidificación le hacen emplear para tomar sellos de medallas que se tienen de negro con plumbagina, ó de rojo con minio, de verde con óxido de cromo, y para fabricar botones de bastones &c, cabezas de alfileres (1).

5° No solo sirve empleado por sí solo para sellar hierro en las piedras ó cantos sino es también un constituyente esencial de diferentes cimentos y lutones (2).

(1) Buenas recetas para este fin son: 25 partes de azufre, 15 p. de polvo de cuarzo, 4 p. de cinabrio ó óxido de cromo; ó 14 p. de azufre, 7 p. de peróxido de manganeso, 5 p. de esmalte, 2 de cinabrio. Mezclando las composiciones de diferente color y observando ciertas precauciones se obtienen masas marmoladas.

(2) Tales son:

a) para cosas de hierro que se han de esponer al fuego ó que se usan solo en temperaturas ordinarias, fuera ó en agua:

2 partes de clorido de amonio (sal-amoniaco),

1—2 p. de flor de azufre,

60 p. de limadura de hierro fina y no oxidada;

antes de aplicar la mezcla se le añade tanto de agua acidulada por $\frac{1}{2}$ p. de vinagre ó por poco de ácido sulfúrico que es necesario para formar una pasta no demasiado suelta.

b) Igualmente para cosas de hierro que se esponen al fuego se toma:

6 libr. de limadura de hierro,

1 libr. de cimient romano,

$\frac{1}{2}$ libra de yeso,

30 gram. de sal-amoniaco,

12 $\frac{1}{2}$ gr. de azufre,

$\frac{2}{3}$ litr. de vinagre.

c) Para sustituir el plomo en las cámaras de las fábricas del ácido sulfúrico se ha propuesto la mezcla siguiente que sirve también para otros fines:

se funden 19 partes de azufre

luego se le incorporan 12 „ de polvo de vidrio.

d) Para lutar tinas ó canales de piedra:

5 p. azufre, 6 p. azufre,

8 p. galipodio, 2 p. de galipodio,

1 p. cera, 4-6 p. de polvo de escoria.

e) Un cimient para sellar estátuas, vasos &c. se obtiene cociendo juntamente:

35 p. de cera,

35 p. de galipodio,

4 p. de polvo de hierro,

4 p. arenilla fina,

8 p. flor de azufre.

f) Cuando se cuecen 2 partes de aceite de colza con 1 de polvo de azufre, resulta una masa elástica que se puede emplear como las disoluciones de caucho para hacer impermeables al agua los cueros.

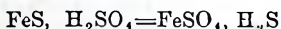
6° En la medicina se le usa con buen éxito en la confeccion de emplastos contra las enfermedades de la piel, en especial contra la scabies (1). Tambien se le da como antidoto en caso de envenenamiento por compuestos de plomo (2).

COMPUESTOS DEL AZUFRE CON EL HIDRÓGENO; ACIDO SULFHÍDRICO Y POLISULFIDOS DEL HIDRÓGENO.

Acido sulfhídrico H_2S .

Sin. Sulfido de hidrógeno; Schwefelwasserstoff; sulphydric acid; acide sulfhydrique, hydrogène sulfuré.

1° PREPARACION. El gas ácido sulfhídrico se prepara siempre descomponiendo un sulfido metálico por un ácido diluido, v. g. el sulfúrico ó clorhídrico, mas no el nítrico. Ordinariamente s.r.v.o de material el protosulfido de hierro $[FeS]$ (3). El aparato que se usa es análogo al que sirve para la preparacion del hidrógeno (pág. 53) En un frasco con dos tubulos, lleno en sus terceras partes de agua se pone el sulfido de hierro en fragmentos (unos 100 gr.). En seguida se echa por el tubo de embudo el ácido sulfúrico: prodúcense protosulfato de hierro y gas ácido sulfhídrico que se desprende; se le recoge en la cuba de mercurio.



Reemplazando el ácido sulfúrico con el ácido clorhídrico se tiene la ventaja de que el clorido de hierro es muy soluble, al paso que el sulfato se cristaliza fácilmente y envolviendo al sulfido de hierro detiene la reaccion. Resulta entónces:



(1) Sinembargo mas simple y activa es la benzina en tal caso.

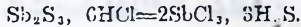
(2) Para los usos medicinales, preciso es que se emplee únicamente el azufre químicamente puro. Mas tal no es siempre el azufre comercial refinado. La presencia del anhídrido sulfuroso y ácido sulfúrico en las flores de azufre ya tenemos indicado (pág. 140). Pero que interesa saber sobre todo es, el que se halla mezclado con arsénico en estado de sulfido cuando se le estrae de las piritas y aun en el natural; por lo que conviene mucho al cerciorarse de la pureza del azufre que se usa, disolviéndole en una solucion de carbonato amoníaco. Pues este reactivo no disuelve nada de las flores de azufre ó del azufre pulverizado, pero sí el sulfido de arsénico que queda luego evaporando la disolucion filtrada en forma de rezago amarillo y se ha de probar por el aparato de Marsh.—Un contenido de selenio se descubre disolviendo el azufre en la disolucion de hidróxido de potasio y esponiendo el filtrado por algunos dias al aire; todo el selenio se precipita en forma de un polvo rojo.

(3) Este sulfido se obtiene proyectando en un crisol candente una mezcla de pesos iguales de azufre en flor y hierro en limadura fina. La combinacion se efectúa inmediatamente produciendo luz y calor, pero puede quedar un poco de hierro suelto.



El gas así preparado no es puro; contiene un poco de hidrógeno porque siempre hay algún hierro libre en el sulfido empleado. Valiéndose del ácido sulfúrico demasiado concentrado ó elevando mucho la temperatura mayor ó menor parte del ácido sulfhídrico es transformado en anhídrido sulfuroso, agua y azufre.

Para obtener el ácido sulfhídrico perfectamente puro se calienta en un globo sulfido de antimonio natural con ácido clorhídrico concentrado, produciéndose en esta reaccion clorido de antimonio y ácido sulfhídrico.



Como el gas al desprenderse puede arrastrar un poco de ácido clorhídrico, es menester pasarle en un frasco lavador, que contenga agua ó una disolucion de un sulfido alcalino; se seca en seguida atravesando un tubo lleno de clorido de calcio.

2º PROPIEDADES FÍSICAS. El ácido sulfhídrico es un cuerpo capaz de todos los estados de agregacion. En la temperatura ordinaria es un gas incoloro del peso específico 17 (1,1912 aire=1). Se liquida bajo la presion de 15 á 16 atmósferas en temperatura ordinaria. En tal estado tiene una densidad igual á 0,9 y hierve á $-61,8^\circ$. En una mezcla de anhídrido carbónico y éter, es decir, á -95° , se solidifica y presenta entonces una masa cristalina, incolora y trasparente, mas pesada que el ácido liquido. El peso molecular del ácido sulfhídrico es 34.

Absorcion y disolucion. El agua absorbe segun la varia temperatura 2 á 3 volúmenes del gas ácido sulfhídrico, el alcohol á 16° 12 volúmenes. Siendo ademas la disolucion alcohólica mas estable que la acuosa para los trabajos analíticos, en los cuales este reactivo es de uso continuo, será bueno tener lista una disolucion del gas en una mezcla de partes iguales de agua y alcohol. Tambien en una mezcla de iguales porciones de agua y glicenira se conserva el ácido sulfhídrico mejor que en agua, mas esta absorbe solo $\frac{1}{3}$ de lo que disuelve el agua. La disolucion acuosa se obtiene pasando una corriente del gas en el aparato de Woulf, (pág. 62), que ha de contener agua hervida, bien privada de aire.

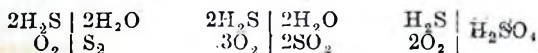
3º PROPIEDADES QUÍMICAS. El ácido sulfhídrico tiene la misma constitucion atemística como el agua; pero mientras que este es enteramente neutral, aquel es ácido y un ácido en sentido estricto.

Es mucho mas inestable que el agua. En contacto del aire húmedo se descompone de pronto y espontáneamente, formando agua y azufre; por lo tanto se deben tener bien cerrados los frascos en que se guarda su disolucion (1), se desdobra aiéndose azufre é hidrógeno; del mismo modo lo descomponen las chispas eléctricas. Con cloro, bromo y iodo produce los hidrácidos de estos halógenos y azufre libre, cuando está el cloro en exceso se forma ademas clorido de azufre. Encendido arde con la llama azulina del azufre formando agua y anhídrido sulfuroso; una mez-

(1) Lo mejor es guardarlas en frascos pequeños y puestos en agua boca abajo.

cla de ácido sulfhídrico y oxígeno detona á la aproximacion de una bujía, siendo el efecto mas fuerte cuando están los gases en la proporcion de 2 volúmenes del ácido para 3 de oxígeno. Un carbon impregnado de gas ácido sulfhídrico produce tambien una detonacion metiéndole en un frasco lleno de oxígeno. Si el mismo gas está contenido en una probeta engoñada y se le inflama en su abertura, arde el hidrógeno; el azufre solo se quema parcialmente, porque el oxígeno no llega en cantidad suficiente: un depósito de azufre se forma en las paredes.—En presencia de los cuerpos porosos es mas completa la accion del oxígeno, pues fórmasse agua y ácido sulfúrico. Tal fenómeno se produce constantemente en los baños de aguas minerales sulfurosas: las telas que separan los baños se impregnan muy pronto de ácido sulfúrico y por esto se destruyen en poco tiempo.

Tenemos por consiguiente 3 diferentes reacciones entre ácido sulfhídrico y oxígeno segun las circunstancias.

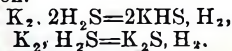


El anhídrido sulfuroso da en contacto del ácido sulfhídrico agua y azufre.



Esta reaccion se utiliza para destruir el ácido sulfhídrico quemando algo de azufre. Con ácido nítrico se descompone el gas seco á veces con esplosion formando azufre, agua y anhídrido nítrico. Introduciéndole en ácido sulfúrico concentrado prodúcese agua, azufre y anhídrido sulfuroso.

Para con muchos metales acciona de una suerte análoga como el agua, cede su azufre al metal desprendiéndose hidrógeno libre. Así le descomponen la plata, el cobre, plomo, mercurio, oro y estaño ya en temperatura ordinaria, mas si paulatinamente, el platino carece de accion sobre él. El potasio forma con el gas sulfhídrico ó sulfido de potasio segun las cantidades relativas que entran en reaccion.



De suma importancia son las reacciones que produce el ácido sulfhídrico con las disoluciones metálicas, porque la química analítica se funda principalmente en ellas, para cerciorarse de la presencia ó ausencia de ciertos metales. Pues este reactivo no solo precipita todos los metales, escepto los alcalinos y tierraalcalinos, de sus disoluciones, sino tambien muchos con color característico ya en forma de sulfidos, ya en la de hidróxidos; ademas unos precipita en disoluciones solo alcalinas otros en alcalinas y ácidas, unos reduce del estado de sesquicompuestos al de protocompuestos ó de sales en subsales, otros no cambia nada. De consiguiente es un distintivo escelente para enteros grupos de metales y para metales especiales.

4º PROPIEDADES FISIOLÓGICAS. El ácido sulfhídrico tiene olor fétido parecido al de los huevos podridos. Es un veneno vio-

lento igualmente dañoso para las plantas como para los animales. Mezclado con aire en la proporción de $\frac{1}{1000}$ determina casi instantáneamente la muerte de un pájaro; en la proporción de $\frac{1}{200}$ — $\frac{1}{100}$ basta para causar la muerte de perros y aun de caballos. Para el hombre, cantidades muy cortas contenidas en el aire no causan accidentes graves, pero también él no puede respirar una mezcla de aire con 1 á 1,5 por ciento (según el volumen) del ácido sulfhídrico sino por pocos minutos, una mezcla con 2 á 3 por ciento produce ya instantáneamente efectos siniestros y con 5 á 7 por ciento puede matarle. Introducido en el estómago no obra con la misma energía. Pues del estómago y del intestino no entra sino lentamente y en cantidad corta en la sangre, se une allí parcialmente con el hierro de la hematina.—Los síntomas principales del envenenamiento por ácido sulfhídrico son en caso de intoxicación débil; dolor de cabeza, indisposición general, dificultad de respiración, espasmos, desfallecimientos. Si la intoxicación es fuerte, preceden á la muerte generalmente vértigo, respiración muy impedida y espasmódica, enagenación, mas puede también una única respiración del gas casi pura asfixiar inmediatamente.

Su olor fétido descubre su presencia cuando está en cortísima cantidad; pero si se produce súbitamente en grande abundancia, como v. gr. al abrir un pozo de inmundicias, su acción es instantánea, cayendo los poceros sin conocimiento ántes de haber podido dar un paso para huir de este azote, que ellos llaman el "plomo".

Un contraveneno eficaz contra el ácido sulfhídrico es el cloro. Para reanimar las personas asfixiadas, hay que esponerlas al grande aire y hacerles respirar pequeñísimas cantidades de este gas, que se producen poniendo cal de blanqueo en un paño empapado en agua acidulada con vinagre. También se les puede introducir por la boca unas pocas gotas de agua clorosa diluida y en seguida cortísimas dosis de morfina.—Un caso de envenenamiento por ácido sulfhídrico no se puede comprobar químicamente, sino inmediatamente (1 ó 2 días) después de la muerte.

Puede destruirse el ácido sulfhídrico (y el sulfido de amonio) de las letrinas por medio de una disolución de sulfato de hierro (vitriolo verde) mezclado con un poco de cal; fórmase sulfato de amonio, sulfido de hierro, sulfido de calcio y agua.

5º ESTADO NATURAL. Las aguas minerales sulfurosas (pág. 18) desprenden constantemente ácido sulfhídrico. En ciertos puntos volcánicos se desprenden vapores espesos llamados "fumaroles" que están muchas veces formados de agua y ácido sulfhídrico, que arrastra comunmente azufre pulverulento, debido á la acción del aire sobre el mismo ácido húmedo.

Ademas se produce ácido sulfhídrico siempre que aguas cargadas de sulfatos están en contacto con sustancias orgánicas: los sulfatos se reducen al estado de sulfidos, y de aquí es que él ácido carbónico espulsa el ácido sulfhídrico, como se observa á menudo en el barro de las calles, donde el sulfato de calcio está reducido por las materias orgánicas de las aguas sucias de las casas. Un nuevo manantial del ácido sulfhídrico resulta de la descom-

pocicion de la ulla, y todas las materias que como huevos, la carne &c. contienen azufre.

Las aguas de lluvia arrastran el ácido sulfhídrico que encuentran en la atmósfera y le conducen al suelo donde se transforma de pronto.

6^o APLICACION. El ácido sulfhídrico halla su aplicacion mas importante en los laboratorios químicos para el análisis. Siendo, pues, allá su uso constante se necesitan aparatos de desprendimiento continuo, es decir tales, que permiten obtener el gas á beneplácito en cada instante y no dejan fuera de su uso escapar nada de este cuerpo dañoso y molesto. Son estos aparatos de diferente construccion, uno muy usado, se compone de dos grandes frascos iguales, de 7 á 8 litros de cabidad (fig. 40), que comunican mediante de un tubo grueso de caucho por su tubo inferior. En el fondo de uno de ellos se ponen trozos de carbon de leña y luego se acaba de llenar con pedazos de sulfido de hierro; se le cierra entónces con un tapon de caucho que lleva un tubito con algodón terminado en una llave. En el segundo frasco se echa ácido sulfúrico ó aun mejor clorhídrico diluido. Si la llave del primer frasco está abierta pasa el líquido al frasco con sulfido de hierro y va á reaccionarse sobre él. El ácido sulfhídrico que se produce espulsa el aire del frasco y en seguida se desprende á su vez. Cuando se cierra la llave, el gas que sigue produciéndose repele el líquido al otro frasco y cesando el sulfido de hierro de estar en contacto con el ácido se detiene la produccion de hidrógeno. Basta abrir de nuevo la llave para que haya una corriente del mismo gas. Cuando se quiere tener una presion superior á la atmosférica, se levanta el frasco que contiene el ácido. (1)

Thenard propuso el uso de una corriente de gas ácido sulfhídrico para destruir los animales dañinos, como los ratones, que se refugian debajo de la tierra. En este caso se introduce el tubo conductor en la abertura de la madriguera, donde se les sujeta con un poco de yeso.

En algunas fábricas se prepara el ácido sulfúrico por medio del ácido sulfhídrico (pág. 141), este sirve tambien para purificar el ácido sulfúrico del plomo, arsénico &c, para precipitar el cobre en ciertos procedimientos metalúrgicos. En el blanqueo se neutraliza á veces el influjo del cloro y ácido hipocloroso por el gas ácido sulfhídrico. Se utiliza ademas para la fabricacion de color verde de una mezcla de ferricianido de potasio, sesquiclorido de hierro y clorido de cadmio. En fin, sirve de tinta simpática juntamente con azúcar de plomo.

Polisulfidos de hidrógeno H_2S_x .

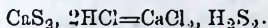
Sin. Mehrfachschwefelwasserstoff, Wasserstoffpolysulphid; polysulphides of hydrogen; polysulfures d'hydrogène.

1^o PREPARACION. Es muy probable que existen diferentes sul-

(1) El mismo aparato puede servir tambien para el desprendimiento continuo de otros gases p. ej. de hidrógeno, ácido carbónico &c.

fidos de hidrógenos, que contienen diferentes números de átomos de azufre unidos á dos de hidrógeno. Por lo tanto, segun los diferentes métodos de preparacion y segun la diferencia del polisulfido metálico que sirve de material, resultarán sulfidos de hidrógeno de varia composicion.

Un polisulfido que se considera comunmente como el disulfido, se obtiene de la manera siguiente. Empiézase por preparar disulfido de calcio hirviendo en un globo de vidrio durante una hora 200 gram. de azufre en flor, lavado con otros 200 de cal apagada y 2 á 3 litros de agua. Dejando en seguida reposar se tiene una disolucion amarilla rojiza de sulfido de calcio (que siempre contiene sinembargo poco de un sulfido mas sulfurado). Esta disolucion se echa (1) de una vez en ácido clorhídrico humeante, diluido en su volumen de agua contenido en un grao de embudo cerrado por su parte inferior mediante una llave. Producense clorido de calcio y disulfido de hidrógeno, que se separa sin desprendimiento de gases y se reúne en un liquido oleoso de color amarillo en el fondo de la vasija. He aquí la reaccion:



El azufre procedente de sulfidos de calcio mas sulfurados, está disuelto por el disulfido de hidrógeno, ó causa la produccion de polisulfidos de hidrógeno mas ricos en azufre que el disulfido (2).

Otros cuecen 1 parte de cal quemada (CaO), y apagada por tanta agua que resulte una papilla suelta con 2 partes de azufre, y echan la disolucion filtrada en el ácido. Tambien reemplazan el polisulfido de calcio por polisulfido de potasio y le preparan fundiendo primero 2 p. de carbonato de potasio con 1 de azufre y cociendo luego la masa fundida con agua y azufre.—En todos estos métodos el ácido empleado ha de estar en exceso aun despues de acabada la reaccion.

2º PROPIEDADES FÍSICAS. El polisulfido de hidrógeno que se consigue por uno de los métodos señalados es un liquido amarillo, del peso específico 1,769. No se disuelve en agua.

3º PROPIEDADES QUÍMICAS. Los químicos atribuyen al polisulfido obtenido por los métodos que tenemos indicados arriba, comunmente la fórmula H_2S_2 , sinembargo no la conocemos con seguridad; mas la conocemos con certeza de otro polisulfido que resulta mezclando la disolucion de polisulfido de amonio con la alcohólica de estricnina, y aislando luego, de la combinacion cristalina ($\text{C}_{21}\text{H}_{22}\text{N}_2\text{O}_2 \cdot \text{H}_2\text{S}_8$) que se ha formado, por ácido sulfúrico el compuesto H_2S_3 , que es conforme en sus propiedades al que se logra por los métodos espuestos arriba. Cierta es que

(1) Cuando se echa al contrario el ácido poco á poco en la disolucion del sulfido resulta clorido de calcio, ácido sulfhídrico y agua.

(2) En la preparacion de disulfido de calcio que hemos indicado arriba resulta tambien hiposulfito de calcio (pág. 146); mas esto da con ácidos ácido hiposulfuroso, que se descompone en azufre y anhídrido sulfuroso. Así es que fuera del azufre de los polisulfidos de calcio hay tambien otro que puede engendrar tri- ó tetrasulfido de hidrógeno.

este último contiene mas de azufre de lo que corresponde á la fórmula de H_2S_8 ; empero no sabemos si está unido químicamente al hidrógeno o solamente disuelto en el polisulfido. Muy probable es la existencia de varios polisulfidos y principalmente uno que es analogo al peróxido de hidrógeno. Tambien recuerdan las propiedades del polisulfido, que nace en las preparaciones comunes, mucho las del peróxido de hidrógeno: lo mismo que este último, es muy poco estable, se descompone á la temperatura ordinaria pasados algunos dias completamente en ácido sulfhídrico y azufre (1) y acelera su descomposicion la elevacion de esta misma. Todos los cuerpos que descomponen el peróxido de hidrógeno (polvo de carbon, platino, plata &c.) hacen lo mismo con el posulfido. Los óxidos de oro y plata se descomponen con explosion y produccion de luz descomponiendo el polisulfido. Los ácidos dan tambien mas estabilidad á él como al peróxido de hidrógeno, los álcalis determinan por el contrario su descomposicion. Como el peróxido, así tambien el polisulfido de hidrógeno descolora las disoluciones de tornasol é índigo. Quema con llama azul.

4° PROPIEDADES FISIOLÓGICAS. Tiene olor muy desagradable y tan penetrante, que provoca lágrimas, su sabor es muy picante, amargo al mismo tiempo que dulce. Sobre la piel produce manchas blancas y la descompone.

COMPUESTOS DEL AZUFRE CON LOS HALÓGENOS.

Fluorido de azufre.

Sín. Fluorschwefel; fluoride of sulphur, fluorure de soufre.

H. Davy, afirma haber obtenido un compuesto de flúor con el azufre, destilando en una retorta una mezcla de azufre y de fluorido de plomo ó de mercurio, en cual experiencia, una parte del azufre se combinaba con el platino del aparato. Segun este químico seria el fluorido de azufre un líquido muy volátil y humeante al contacto del aire.

Cloridos del azufre.

El cloro se combina muy fácil y directamente al solo contacto con el azufre. Reaccionando estos dos elementos mutuamente entre sí resulta siempre al principio un compuesto de la fórmula $SOCl$ ó S_2Cl_2 que llamamos protoclorido de azufre; si obra el cloro

(1) Se utiliza esta reaccion para obtener ácido sulfhídrico líquido. Para practicar el experimento se pone el polisulfido de hidrógeno en una de las ramas de un tubo de vidrio encorvado, y se cierra la otra á la lámpara esmaltadora (fig. 41). El ácido sulfhídrico que se desprende en la descomposicion espontánea del polisulfido, se liquida por la presion cada vez mayor que ejerce sobre sí mismo, y el azufre aislado se cristaliza en octaedros. Segun Bunsen se verifica esta descomposicion en tubos cerrados solo en presencia de poca agua y no sucede por lo tanto cuando se le añade al polisulfido algo de clorido de calcio.

en exceso ó si se deja influir cloro para con el protoclorido, este se transforma en diclorido de azufre (S_2Cl_2 ó S_2Cl_4). Otro clorido, es decir el tetraclorido (S_2Cl_4), no conocemos en el estado aislado, pero sí unido con cloridos metálicos. Según Carius existen solo dos cloridos, á saber, el protoclorido y el tetraclorido, el diclorido es una molécula doble (pág. 114) $S_2Cl_2 + S_2Cl_4$.

Protoclorido de azufre S_2Cl_2 .

Sin. Halbchloreschwefel; protochloride of sulphur, disulphide of chlorine; protochlorure de soufre.

1º PREPARACION. Se obtiene este compuesto haciendo obrar una corriente de cloro seco sobre un exceso de flor de azufre en frio, ó mejor sobre azufre mantenido en fusion, en cuyo caso se emplea el aparato representado en la fig. 42. El cloro desprendido en A se seca primero en B que contiene ácido sulfúrico concentrado, luego en el cilindro C lleno de clorido de calcio. en seguida se le hace entrar en la retorta tubulada D, que contiene el azufre fundido y está provista de un recipiente enfriado E, en donde viene á condensarse el clorido de azufre producido. Este se vuelve á destilar para separarle del azufre que tiene disuelto.

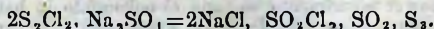
2º PROPIEDADES FÍSICAS. El protoclorido de azufre es un líquido amarillo rojizo, muy móvil, humeante al aire y de un olor muy desagradable y de sabor amargo y ácido. Su densidad es igual á 1,687 y hierve á 139° (144°) siendo el peso esp. de su vapor 4,65 (aire=1) ó 67,5 (hidrógeno=1).

Disolucion. No se disuelve en agua, pero sí en sulfido de carbono y en benzina, tambien el éter y alcohol le disuelven, mas no sin descomposicion.—El clorido de azufre á su vez es uno de los mejores disolventes para el azufre, disolviendo en temperatura ordinaria hasta 70 por ciento y todavía mas en calor.

3º PROPIEDADES QUÍMICAS. Al contacto del agua se va descomponiendo poco á poco en cáido clorhídrico, y oxácidos de azufre, los que desdoblándose de nuevo dan anhídrido sulfuroso y azufre.

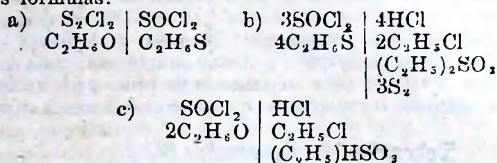


Destilándole con fósforo se obtiene clorido de fósforo y azufre. Asimismo le descomponen arsénico, antimonio y estaño desarrollando calor notable. Con oxisales, da cloridos metálicos, oxiclорidos correspondientes á la parte ácida de la sal, anhídrido sulfuroso y azufre, v. gr.

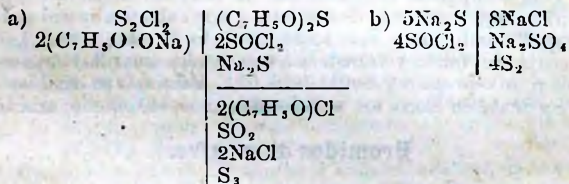


(1) Hallándose entre los productos de la descomposicion tambien ácido pentatiónico, parece que es mas complicada la reaccion. Probablemente se engendra tambien ácido sulfhídrico, que con el anhídrido sulfuroso produce dicho ácido, el que con ácido clorhídrico se descompone soltando azufre.

Los vapores del anhídrido sulfúrico introducidos en el protoclorido enfriado por una mezcla refrigerante producen $S_2Cl_2 + 5SO_3$, que al sacarle de la mezcla refrigerante se desdobra, formando $S_2O_5Cl_2$ ($=SO_3 + SO_2Cl_2$) y $5SO_2$. El protosulfido de azufre reacciona también enérgicamente con muchas sustancias orgánicas. Descompone profundamente el alcohol produciendo muy varios compuestos: ácido clorhídrico, anhídrido sulfuroso, clorido de etilo, oxiclorigido de azufre, éter sulfuroso etílico, cantidades cortas de mercaptano etílico y azufre libre. Puede espresarse la reacción por estas fórmulas:



No menos complicadas son las reacciones que verifica con sales y ácidos orgánicos. Con el benzoato sódico, por ejemplo, obra de tal suerte:



Con algunos carbidos de hidrógeno se une directamente formando, v. gr. $(C_7H_5.S_2Cl_2)$ sulfoclorido etilénico, $(C_{10}H_8.S_2Cl_2)$ sulfoclorido amilénico.

4º APLICACION. Se usa el protoclorido de azufre en grandes cantidades para la vulcanización del caucho. Con tal objeto se le mezcla con sulfido de carbono ó benzina, v. gr. en la proporción de $2\frac{1}{2}$ por ciento del sulfido, y se sumergen dos veces las cosas de caucho durante 1 y $1\frac{1}{2}$ minutos en la mezcla y se lavan en seguida con disoluciones poco alcalinas y agua. Absorbiendo el caucho del azufre 10-15 por ciento pierde todas sus propiedades molestosas, mientras que retiene las ventajosas; principalmente adquiere una elasticidad persistente en toda temperatura.

Diclorido de azufre S_2Cl_4 (ó mas bien $S_2Cl_2 + SCl_2$).

Sin. Einfachchlorschwefel; dichloride of sulphur ó protosulphide of chlorine; dichlorure de soufre.

1º PREPARACION. Se le prepara pasando una corriente de cloro seco en el protoclorido de azufre. Sirve el mismo aparato que en la preparación del protoclorido. Pónese en la retorta tubulada el protoclorido y cuidando que la retorta siempre esté

llena de cloro; vuelve el color del protoclorido mas y mas rojo y crece continuamente su volumen, mas no tenemos indicios ciertos de que se haya acabado la reaccion.

2^o PROPIEDADES. El diclorido es un líquido rojo cuya densidad es 1,62. Al quitar el líquido de la mezcla refrigerante en que ha de estar en la preparacion, comienza á hervir desprendiendo cloro. Cuando se le quiere destilar se desprende hasta 20° un gas oscuro, que no se liquida en la mezcla refrigerante, luego despues de cesar el desprendimiento de gas por algun rato, pasa un líquido pardo. Entre tanto el punto de ebullicion no se queda nunca constante sino asciende continuamente hasta 130°, es decir, al punto de ebullicion del protoclorido. De esto se concluye que el diclorido no es un compuesto químico simple sino una combinacion doble ó tal vez solo una mezcla de proto- y tetraclorido, lo que confirman las reacciones que da con sustancias orgánicas.

Tetraclorido de azufre SCl_4 .

Sin. Schwefeltetrachlorid, Vierfachchlorschwefel; tetrachloride of sulphur; tetrachlorure de soufre.

Este compuesto se conoce solo en la combinacion con el protoclorido que acabamos de explicar, y con algunos cloridos metálicos. Pasando cloro seco sobre disulfido de estaño (SnS_2), este le absorbe, se funde y transforma en cristales amarillos cuya composicion se espesa por $SuCl_4 + 2S.Cl_4$. Asimismo se cambian en una corriente de cloro los sulfidos de titanio, antimonio, arsénico.

Bromidos de azufre.

Sin. Bromschwefel, bromides of sulphur, bromures de soufre.

El bromo disuelve cantidades notables de azufre, resultando un líquido espeso de color pardo-rojizo, que huele como el clorido de azufre y estiende vapores densos al contacto del aire. En contacto del agua se descompone de la misma suerte que el clorido de azufre, formando ácido bromhídrico, anhídrido sulfuroso y azufre. Por lo tanto no hay duda que nace al disolver azufre en bromo uno ó diferentes bromidos. Sinembargo hasta ahora no se ha determinado bien la naturaleza de los compuestos entre bromo y azufre.

Iodidos de azufre.

Sin. Iodschwefel; iodides of sulphur; iodures de soufre.

Fundiendo iodo con azufre en varias proporciones se mezclan ambas sustancias fácilmente produciendo calor. Al enfriar nacen masas grises negruzcas, semejantes al sulfido de antimonio natural de estructura cristalina radial. Al contacto del aire sueltan iodo. Algunos químicos sospechan que tales masas no son otra cosa que mezclas físicas de iodo y azufre, al paso que otros defienden la existencia de verdaderas combinaciones químicas.

Pueden obtenerse las combinaciones: S_2I_2 , SI_4 en forma de hermosos cristales: la primera por la evaporación espontánea del líquido que resulta de la descomposición mútua entre iodido de etilo y protoclorido de azufre (C_2H_5I , $S_2Cl_2=2C_2H_5Cl$, S_2I_2), la segunda por la evaporación espontánea á temperatura baja de la disolución de iodo y azufre mezclados (segun proporciones varias) en sulfido de carbono.

COMPUESTOS DE AZUFRE Y OXÍGENO, Y DE AZUFRE, HIDRÓGENO Y OXÍGENO.

El azufre no se combina directamente con oxígeno sino en una proporción fijándose un átomo dos de oxígeno: resulta el cuerpo que se llama por engendrar con agua el ácido sulfuroso, el *anhidrido sulfuroso*; fuera de esto no hay mas que un compuesto que es igualmente un anhidrido, á saber, el *anhidrido sulfúrico*. Sin embargo conocemos una serie larga de diferentes otros oxácidos de azufre, parte en estado aislado, parte en el de neutralización por metales ó de sales, mas sus anhidridos hasta el dia no se han podido aislar. Tales son, comenzando con él, que tiene relativamente menos de oxígeno:

$H_2S_5O_6$	ácido pentatiónico, su anhidrido =	(S_5O_6) ,
$H_2S_4O_6$	ácido tetratiónico,	„ (S_4O_6) ,
$H_2S_3O_6$	ácido tritiónico,	„ (S_3O_6) ,
$H_2S_2O_6$	ácido ditiónico (hiposulfúrico)	„ (S_2O_6) ,
$H_2S_2O_5$	ácido (ditionoso) hiposulfuroso	„ (S_2O_5) ,
H_2SO_5	ácido (hidrotiónoso) hidrosulfuroso	$(H_2S_2O_5)$,
H_2SO_3	ácido (tiónoso) sulfuroso,	„ SO_3 ,
H_2SO_2	ácido (tiónico) sulfúrico,	„ SO_2 ,

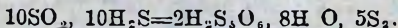
Cuando los ácidos del azufre se aumentaron mas de lo que la nomenclatura entónces conocida permitia, Berzelio creó una nomenclatura nueva derivando todos los nombres de la palabra griega $\xi\theta\iota\omicron\nu$ (=azufre). Sin embargo tales nombres solo se conserva o para los ácidos con seis átomos de oxígeno. Siendo los ácidos tiónicos ó mas bien politiónicos de muy poco interés é importancia, no diremos sino pocas palabras sobre todos en comun.

Los ácidos politiónicos.

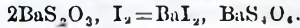
Sin. Polythionsaeuren; polythionic acids; acides polythioniques.

Todos se pueden preparar descomponiendo la sal respectiva de bario por ácido sulfúrico diluido. Sin embargo el ácido pentatiónico se obtiene con mas ventaja por un método mas directo. En especial se obra para obtener cada uno de estos ácidos de la manera siguiente.

EL ÁCIDO PENTATIÓNICO se produce en la acción del ácido sulfúrico sobre el anhidrido sulfuroso, llegando estos dos gases á volúmenes iguales en agua caliente.



El ACIDO TETRATIÓNICO se saca del tetrationato de bario, y este se obtiene haciendo actuar el iodo sobre el hiposulfito de bario.



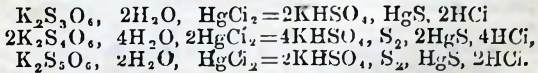
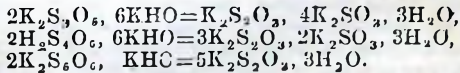
El ACIDO TRITIÓNICO se aísla igualmente de la sal correspondiente de bario, la que se prepara digiriendo á 50° azufre con sulfito ácido de bario; el licor se tiñe primero de amarillo y despues se descolora.



El ácido ditiónico resulta de la descomposicion del ditionato de bario. Para obtener este se prepara primero el ditionato de manganeso pasando una corriente de anhídrido sulfuroso en agua fria que tiene en suspension peróxido de manganeso ($\text{MnO}_2, 2\text{SO}_2 = \text{MnS}_2\text{O}_6$). (1) En seguida se añade al licor sulfido de bario que precipita el manganeso en estado de sulfido produciendo al mismo tiempo ditionato de bario que queda disuelto.

Estos cuatro ácidos son todos dibásicos, muy poco estables; se conocen solo en forma de disolucion acuosa, presentando todos líquidos incoloros. Excepto el ácido ditiónico todos se descomponen espontáneamente en frio al contacto del aire, el tritiónico generalmente ya al salir de sus sales formándose azufre y ácido sulfúrico. El ácido ditiónico se desdobra en calor en anhídrido sulfuroso y ácido sulfúrico ($\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_6 = \text{SO}_2, \text{H}_2\text{SO}_4$) y sus sales en sulfatos y el mismo anhídrido.

Todos los ácidos politiónicos ó mas bien sus sales se transforman por el hidróxido de potasio en sulfito é hiposulfito, por cianido de mercurio al cocer las mezclas de sus disoluciones con la del reactivo, en sulfido de mercurio, ácido sulfúrico ó mas bien sulfato y azufre.



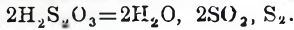
Acido hiposulfuroso, $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_3$.

Sin. Acido ditionoso; unterschweiflige Säure; hyposphurous acid; acide hyposulfureux.

Se conocen muy bien las sales derivadas de este ácido y tienen algunas gran importancia, pero no sabemos mucho del ácido mismo, porque se descompone inmediatamente despues de su aisla-

(1) Producese al mismo tiempo un poco de sulfato de manganeso si la temperatura no está muy inmediata á 0°. Esto no daña la preparacion por ser precipitado todo en seguida por el sulfido de bario.

miento. Cuando se echa ácido clorhídrico en una disolución de un hiposulfito alcalino, el licor contiene ácido hiposulfuroso; mas solo por algunos minutos se mantiene claro, y no tarda en ponerse lechoso á consecuencia de haberse puesto en libertad el azufre, desprendiéndose al propio tiempo anhídrido sulfuroso (1).

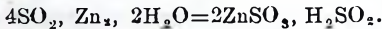


El ácido es dibásico, pero no forma sino sales neutrales. Entre estas el hiposulfito de sodio es de muchísima aplicación en la fotografía, como lo espondremos mas en adelante.

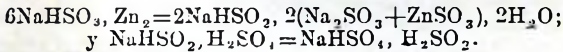
Acido hídrosulfuroso H_2SO_2 .

Sin. Acido hidrotionoso; hidrotionige Säure, wasserstoffschweflige Säure; hydrosulphurous acid; acide hydrosulfureux.

Tampoco el ácido hidrosulfuroso no ha podido estudiarse en estado libre, porque no lo conocemos sino mezclado con sales de zinc y sodio. Se prepara, pues, caldeando rajas de zinc en una disolución acuosa de anhídrido sulfuroso con esclusión de aire; este metal se disuelve poco á poco sin ningun desprendimiento de gas, y el licor se tiñe de pardo amarillento.



Tambien se puede obtener digiriendo rajas de zinc con una disolución concentrada de sulfito ácido de sodio, y descomponiendo el hidrosulfito sódico que se ha formado, por ácido sulfúrico diluido ó ácido oxálico.



El ácido hidrosulfuroso es distinguido por un poder grande de blanqueo, decolora disoluciones de tornasol é índigo. La disolución del ácido que tiene generalmente color naranjado oscuro se enturbia pronto y dejando depositarse azufre se pone incolora.

Anhídrido Sulfuroso SO_2 .

Sin. Schweflignsäureanhydrid; sulphurous anhydride; anhydride sulfureux.

1° PREPARACION. Los varios métodos de preparación del anhídrido sulfuroso se fundan en las dos reacciones: ó de la oxidación del azufre ó de la reducción del ácido sulfúrico.

(1) Sin embargo resiste, segun H. Rose, una cantidad corta del ácido, mientras algunas semanas y aun meses á la descomposición, y segun Flueckiger, pueden descubrirse cantidades mínimas del mismo ácido en toda flor de azufre, sea lavada ó no.

Este último procedimiento se emplea en los laboratorios para obtener el anhídrido puro, y el otro se utiliza en la industria.

a) *Preparación por reducción.* Se desoxida parcialmente el ácido sulfúrico concentrado valiéndose de un metal no muy electropositivo (1) v. gr. el cobre ó el mercurio. La experiencia es práctica calentando en un globo de vidrio (fig. 43) cobre con ácido sulfúrico concentrado (35 de aquel con unos 200 de este). Apoderándose el cobre de una parte de oxígeno del ácido sulfúrico da anhídrido sulfuroso y óxido de cobre; este óxido ataca otra parte del ácido sulfúrico no descompuesto, produciendo sulfato y agua.



Al empezar la reacción no se ha de poner el fuego, porque se produciría una inflación capaz de hacer pasar una parte del material por el tubo abductor. Reemplazando el cobre por mercurio se puede dar fuego desde el principio de la operación.

El gas se pasa primero por un frasquito lavador, que contiene una disolución concentrada de sulfato de sodio neutral, para quitarle el ácido sulfúrico. Si ha de ser el gas enteramente seco y libre de ácido sulfúrico, se le deja pasar primero por un tubo lleno de pedazos de sulfato potásico neutral y luego por un aparato con cloruro de calcio. Finalmente se le conduce á la cuba de mercurio donde se le recoge.

Se puede sustituir á los metales polvo grueso de carbono recién preparado. En tal caso se da al globo 1 parte de carbono y 8 de ácido sulfúrico concentrado que reaccionando mutuamente producen anhídrido sulfuroso, óxido de carbono y agua.

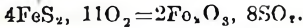


Con economía se utiliza esta reacción cuando se quiere obtener el anhídrido sulfuroso en disolución. Los dos gases pasan en un frasco lavador con un poco de agua, que retiene el ácido sulfúrico arrastrado, después se dirigen á los frascos de un aparato de Woulf, que contienen 36 partes de agua destilada (2).

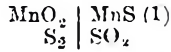
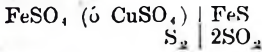
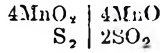
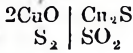
b.) *Preparación por oxidación del oxígeno.* Para este fin se puede quemar simplemente azufre al contacto del aire, lo que se hace en la industria siempre cuando la presencia de los gases nitrógeno y oxígeno no pueden dañar á la acción que se desea producir con el anhídrido sulfuroso. El tueste de las pirritas al contacto del aire se emplea igualmente en grande para la producción del anhídrido sulfuroso.

(1) Los metales mas electropositivos, como son el zinc, el hierro &c, no pueden emplearse; descomponen el ácido sulfúrico produciendo hidrógeno (pág. 53).

(2) La disolución obtenida contiene muy poco de óxido de carbono difícilmente soluble en agua y algo de ácido carbónico, formándose siempre algo de él á pesar del exceso de carbono; pero estos gases no perjudican á las reacciones del anhídrido sulfuroso.



Anhidrido sulfuroso muy puro se obtiene oxidando indirectamente el azufre por medio de óxidos ú óxidos metálicos, como lo dejan ver las fórmulas siguientes:



2º PROPIEDADES FÍSICAS. El anhidrido sulfuroso es un gas incoloro, del peso esp. 32 [con relac. del aire 2,247 (2,21)], y del peso molecular 64. Se le puede liquidar fácilmente ya por el enfriamiento á -10° , ya por la presión de 3 atmósferas. Basta v. gr. conducir el gas bien seco á un pequeño globo enfriado con una mezcla de 2 partes de hielo con 1 de sal marina (cfr. pág. 112).

El ácido licuado es un líquido incoloro muy fluido, cuya densidad es 1,49. Hierve á -10° y se solidifica á $-76,1$ (-80°) bajo la influencia de una mezcla de anhidrido carbónico sólido y éter, formando copos blancos.

Evaporándose este líquido al aire puede bajar la temperatura á -50° ó -60° . Su evaporación en el vacío le desciende á -68° . Bussy ha utilizado el frío producido por esta evaporación en el vacío para liquidar no solo el cloro, amoníaco y cianógeno, sino también el anhidrido sulfuroso mismo.

Lógrase el mismo resultado pasando una corriente de aire muy rápida á través del anhidrido sulfuroso líquido. Para hacer el experimento se pone el anhidrido en un tubo ancho sujeto con un tapon en un grande frasco bien seco. Este mismo tubo ancho le cierra un tapon atravesado por otros 3 tubitos: el de enmedio cerrado por abajo es de vidrio delgado y desciende hasta el anhidrido líquido, debiendo conducirse á él el gas que se trata de liquidar; el segundo tubo abierto en sus estremidades entra como el primero hasta el fondo del anhidrido, y está en comunicación con un buen fuelle; y el tercero provisto de un tubo de caucho arrastra fuera de la sala el aire y el anhidrido evaporizado.—Cuando se pone mercurio en el tubo de enmedio, no tarda en solidificarse, pudiendo entonces golpearse este metal con un mazo de madera y martillarse como plomo.

Si se echa el anhidrido líquido en agua, cuya temperatura está poco sobre 0° , una parte de él se volatiliza, otra se disuelve en el agua, y el resto se pone al fondo del vaso en estado de un cuerpo pesado aceituno. Tocando la parte bajo el agua con una barrilla de vidrio, comienza inmediatamente á hervir y el agua congela en parte ó en toda su masa, formándose un hidrato cristalino del anhidrido.

Absorción y disolución. El agua disuelve una cantidad notable

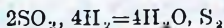
(1) El gas preparado con peróxido de manganeso se halla comunmente mezclado con anhidrido carbónico y oxígeno.

del gas, á saber: 1 vol. de agua absorbe á 0° 68,8 vol. de anhídrido
 " " " " á 5° 59,8 " "
 " " " " á 10° 51,4 " "
 " " " " á 15° 43,5 " "
 " " " " á 20° 36,2 " "

El alcohol absorbe mas que el agua.—Enfriando bajo 0° la disolucion acuosa saturada cristaliza un hidrato del anhídrido (ó ácido) sulfuroso (1), cuya composicion se espresa por $\text{SO}_2 + 15\text{H}_2\text{O}$ (ó $\text{H}_2\text{SO}_3 + 14\text{H}_2\text{O}$). Los cristales se funden á 4° desprendiendo anhídrido sulfuroso.

3° PROPIEDADES QUÍMICAS. El anhídrido sulfuroso es una combinacion ácida de bastante estabilidad. Segun las esperiencias de Tyndall, es descompuesta por la luz. El anhídrido líquido conduce la corriente eléctrica de una batería de 250 pares de elementos, descomponiéndose al mismo tiempo en azufre que se aisla al polo negativo y oxígeno que se desprende al positivo, mas el anhídrido gaseoso se cambia bajo la influencia de las chispas eléctricas en azufre y ácido sulfúrico. Asimismo se descompone á cosa de 1200°.

Pasando el hidrógeno con una corriente de anhídrido sulfuroso en un tubo de porcelana enrojecido, descompónese este gas dando agua y azufre:



El oxígeno seco no tiene accion en ninguna temperatura sobre el anhídrido sulfuroso igualmente seco; pero si cuando se pasan los dos gases por esponja de platino ligeramente calentada, se forma anhídrido sulfúrico, que al llegar al aire esparce vapores espesos debidos á que amparándose el anhídrido del vapor de agua contenido en el aire da ácido sulfúrico, cuya tension de vapor es mucho mas débil que la del vapor de agua pura. Ya han fundado sobre esta reaccion un método de fabricacion industrial de ácido sulfúrico. Para practicar esta esperiencia sirve el aparato representado en la fig. 44. En (a) se desarrolla el anhídrido sulfuroso, por (l) se introduce oxígeno; ambos gases se secan en (c) y (f) por medio de ácido sulfúrico y clorido de calcio y llegan despues al amianto platinado en (e), á donde se verifica la reaccion; todo el anhídrido sulfúrico se condensa en el recipiente (d) puesto en una mezcla refrigerante, mientras que los gases oxígeno y anhídrido sulfuroso, que se han sustraído á la accion, salen por el tubo (g).

La descomposicion mútua entre ácido sulfhídrico y anhídrido sulfuroso, ya llevamos indicado en la pág. 153. El ácido clorhídrico ó iodídrico seco produce con anhídrido sulfuroso igualmente seco agua, azufre, cloro ó iodo.

Algunos metales forman al calentarlos con anhídrido sulfuroso los óxidos y sulfidos correspondientes, el potasio engendra ademas hiposulfito. El peróxido de plomo (PbO_2) absorbe el gas poniéndose candente y cambiándose en sulfato.

(1) Algunas veces la cristalizacion no se verifica sino despues de agitar la disolucion.

4º PROPIEDADES FISIOLÓGICAS. El gas anhídrido sulfuroso tiene olor vivo, penetrante y sabor ácido, cantidades cortas promueven la tos. Inhalaciones repetidas del gas aun mezclado con mucho aire pueden causar enfermedades de los pulmones, mientras que una inhalacion del gas puro basta para asfixiar.

5º ESTADO EN LA NATURALEZA. El anhídrido sulfuroso se desprende de los volcanes y está disuelto en las fuentes que bajan de sus faldas.

Acido sulfuroso H_2SO_3 .

Sin. Schweflige Säure; sulphurous acid; acide sulfureux

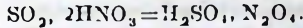
1º PREPARACION. Probable es que el ácido sulfuroso se engendra siempre al contacto mútuo del anhídrido sulfuroso y del agua; mas hasta ahora los químicos no lograron probar eso, y aun mucho menos aislar un compuesto de la fórmula H_2SO_3 . Por tanto aquí solo describiremos la accion característica del anhídrido sulfuroso disuelto en agua ó su influjo junto con vapor de agua, es decir el influjo del anhídrido húmedo, sin afirmar nada de si sea al ácido ó al anhídrido á quien convenga tal accion.

2º PROPIEDADES QUÍMICAS. La disolucion del ácido sulfuroso acuoso se cambia bajo el influjo de la luz en una del ácido pentatiónico. Caldeada en tubos de vidrio cerrados hasta 170 á 180º se descompone produciendo ácido sulfúrico y azufre.—Algunos metales (como zinc, cadmio, estaño, cobalto, níquel, hierro) producen en la disolucion acuosa del ácido sulfuroso ácido hidrosulfuroso, hiposulfuroso y pentatiónico, al mismo tiempo que se transforman en sulfidos y aíslan azufre. Con exclusion de aire engendra el cobre en la misma, sulfido y sulfato de cobre á la temperatura ordinaria. Acido sulfúrico ó clorhídrico mezclado con la disolucion de ácido sulfuroso desprenden con zinc ácido sulfhídrico; esta reaccion sirve para descubrir el ácido sulfuroso.

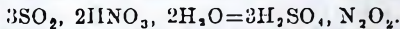
Aunque el ácido sulfuroso en algunas reacciones pueda reducirse, hace mucho mas generalmente las veces de cuerpo reductor, apoderándose con mucha avidéz del oxígeno. En presencia de agua toma el oxígeno del aire á la temperatura ordinaria, y así su disolucion debe hacerse con agua, falta de aire por ebullicion; además se la ha de conservar en frascos llenos y bien tapados. Si el agua está aereada ó si hay aire en contacto con la disolucion, fórmase ácido sulfúrico, cuya presencia es fácil averiguar por medio de clorido de bario, que da con este ácido un precipitado blanco insoluble en ácidos.—Esta accion del acido sulfuroso sobre el oxígeno en presencia del agua constituye la propiedad mas importante de este cuerpo fundándose en ella sus principales aplicaciones.

Mas el ácido sulfuroso puede no solamente apoderarse del oxígeno libre sino tambien quitarle á los compuestos oxigenados, que no tienen grande estabilidad, v. gr. del ácido nítrico. Si se echan algunas gotas de este ácido concentrado en una probeta llena de gas ácido sulfuroso, este gas se cambia en ácido sulfú-

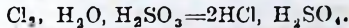
fico, y se ven inmediatamente aparecer vapores rutilantes de peróxido de nitrógeno



Se tiene la misma reaccion cuando se conduce una corriente de anhídrido sulfuroso en ácido nítrico concentrado y caliente contenido en un vaso. Si obra el ácido nítrico sobre una disolucion del ácido sulfuroso ó sobre él en presencia de abundante vapor de agua, se obtiene tambien ácido sulfúrico, pero con produccion de óxido de nitrógeno, porque el peróxido de nitrógeno se descompone en contacto del agua.



Cuando reacciona el cloro sobre una disolucion del ácido sulfuroso (1), se oxida este por medio del oxígeno del agua, resultando ácido sulfúrico y ácido clorhídrico:



Análoga es la reaccion del ácido sulfuroso con cloridos metálicos poco estables, aislándose por ella el metal:



El bromo y el iodo dan resultados análogos.

El ácido sulfuroso reduce el ácido y anhídrido iódico y los iodatos, el anhídrido y ácido selenioso y los selenitos, el ácido y anhídrido teluroso y los teluritos, aislando iodo, selenio y telurio. Transforma el ácido arsénico en arsenioso, los arseniatos en arsenitos, las sales de cobre lleva al estado de subsales. La disolucion del ácido sulfuroso vertida en una disolucion morada de permanganato de potasio la descolora instáneamente precipitando sesquióxido de manganeso ó produciendo una protosal de manganeso. De las disoluciones de aquellas sales, que están en union floja con el oxígeno precipita los mismos metales, v gr. de las disoluciones de sales, de plata y mercurio (en calor). En estado naciente reduce tambien las sesquisales de hierro al estado de protosales. Para probarlo se pone una disolucion de una sesquisal en dos vasos, y en uno de ellos se añade primero un sulfito alcalino y despues ácido clorhídrico. Si en seguida se vierte en los dos vasos amoníaco, se tiene en el primero un precipitado rojizo parduzco de sesquihidróxido de hierro, al paso que en el segundo hay un precipitado verdoso de protohidróxido.

Los óxidos, hidróxidos y carbonatos de muchos metales se cambian en las disoluciones del ácido sulfuroso en sulfitos neutrales ó ácidos.

Merced á sus propiedades reductoras, segun parece, el ácido sulfuroso altera muchas materias orgánicas colorantes apoderán-

(1) El cloro seco da con el anhídrido sulfuroso el compuesto SO_2Cl_2 , que se estudiará despues.

dose de su oxígeno. Sin embargo no sabemos exactamente cómo influye el ácido; mas en cada caso, si ha de blanquear, preciso es la presencia de una cantidad suficiente de agua. Las rosas blanqueadas por una corta inmersión en el ácido vuelven á su color al punto que se meten en una disolución estendida de ácido sulfúrico, que espulsa el ácido sulfuroso (?). Las violetas descoloradas por este se ponen rojas bajo la influencia de los ácidos, y verdes por la de los álcalis exactamente como si no hubiesen perdido su color (1).

El ácido sulfuroso no descolora muchas materias colorantes amarillas, tampoco la clorofila de las hojas. Algunas materias colorantes son enteramente destruidas por el ácido sulfuroso, así la roja de *Beta vulgaris*, la de *Amaranthus caudatus* &c. De una manera persistente blanquea la lana y seda, plumas, esponjas, cola de pezgado, goma de tragacanto, membranas animales como la binza y muchas otras sustancias nitrogenadas, también la paja.

No ataca el ácido sulfuroso únicamente las sustancias orgánicas colorantes sino también otras, y de esto proviene en parte su influjo antiséptico.

3^o APLICACION. Acabamos de ver que el rasgo característico del ácido sulfuroso es su acción sobre el oxígeno, de donde resulta en mayor parte su poder decolorante y la facilidad que posee de impedir la putrefacción, combustión y respiración. De estas mismas propiedades saca la industria partido para el blanqueo de seda y lana y todas fibras y sustancias animales, las que no pueden blanquearse por cloro; por la misma razón se emplea también para la decoloración de los tejidos de paja ó mimbre.

Para blanquear la lana, por ejemplo, se comienza lavándola, y después se la cuelga aun húmeda en travesaños de madera horizontales en una grande cámara en medio de la cual se inflama azufre en una placa de palastro; el anhídrido sulfuroso producido se disuelve en el agua que humedece los filamentos y destruye la materia colorante. La exposición al aire y un nuevo lavado, si es posible, primero con disolución de carbonato de soda ó de jabón y después con agua, hacen desaparecer el exceso del ácido, que corroería los tejidos al transformarse en ácido sulfúrico. (2)

(1) Según estos fenómenos parece que la acción decolorante del ácido sulfuroso consiste en una simple combinación con la materia colorante. Mas vuelve el color primitivo de las rosas también al secar y calentar las flores blanqueadas, lo que nos prueba que en este blanqueo influye esencialmente el agua. Asimismo recobran las flores blanqueadas de nuevo su color al esponerles al influjo secante de clorido de calcio. Por otra parte, una rosa blanqueada se pone roja en los vapores calientes del agua hirviendo para volver al color blanco al enfriarse. También sustancias químicamente indiferentes pueden restituir el color de las flores blanqueadas, así el éter, varias esencias etéricas, beuzol &c.

(2) Para quitar las manchas de vino ó frutas encarnadas, basta al intento encender un poco de azufre debajo de un cucurucho de papel, que hace las veces de una chimenea, y poner encima la mancha roja empapada en agua; el anhídrido sulfuroso se disuelve y va reaccionando poco á poco; se lava en seguida para quitar los productos formados.

Quemando mechas azufradas en los toncos se precave la fermentacion del vino y bebidas alcoholicas. Para impedir la putrefaccion se fumiga con el anhídrido sulfuroso las legumbres, el lúpulo &c.

El anhídrido sulfuroso obtenido quemando azufre ó tostando piritas se transforma en grande por medio de la reaccion indicada (pag. 168) con ácido nítrico en ácido sulfúrico, (inglés).

En la medicina se han utilizado, principalmente en la Francia, las fumigaciones del anhídrido sulfuroso contra enfermedades de la piel.

Anhídrido sulfúrico SO₂.

Sin Schwefelsäureanhydrid; sulphuric anhydride; anhydride sulfurique.

1º PREPARACION.— El ácido anhídrido sulfúrico puede obtenerse pasando una mezcla de oxígeno y anhídrido sulfuroso hechos por musgo de platino ligeramente calentado, como lo tenemos dicho (pág. 166).

No siendo este procedimiento bastante rápido se prefiere calentar un poco del ácido sulfúrico de Nordhausen, que explicaremos en breve, en una retorta de vidrio cuyo cuello penetra en un tubo de U rodeado de una mezcla refrigerante, no tardando en desprenderse espesos vapores que van á condensarse y cristalizarse en el tubo enfriado. Para conservar el anhídrido así obtenido se cierran á la lámpara los dos extremos del tubo en que se ha recogido.—En esta operacion el ácido anhídrido, que hierve á 46°, se ha separado simplemente del ácido, en que estaba disuelto.

Por falta de ácido de Nordhausen se puede sacar el anhídrido sulfúrico de todos aquellos sulfatos anhídricos, que sueltan en temperatura subida la parte ácida. Tales son sulfato de platino ó plata, sesquisulfato de hierro.

En fin, se obtiene calentando en una retorta una mezcla de anhídrido fosfórico con ácido sulfúrico inglés concentrado. Pues aquel se apodera con facilidad de los elementos de agua que contiene este.

3º PROPIEDADES FÍSICAS.— El anhídrido sulfúrico se ofrece en dos modificaciones, á saber, en estado de ácido anhídrido líquido y de sólido.

El anhídrido líquido es incoloro si está puro, y más fluido que el ácido sulfúrico. Él se solidifica á 16°; mas á veces se puede enfriar á 0° sin solidificarse, al moverle vuelve al momento sólido subiendo su temperatura á 16°. En estado sólido es un cuerpo blanco, cristalizado en largas agujas sedosas y brillantes como amianto. Se funde á 16°; (entre 15° y 18°), hierve á 46° (760^{mm}). El peso específico es á 13° 1,95; á 20° 1,97.

El anhídrido sólido se engendra siempre del anhídrido líquido al guardarle en temperatura bajo 25°. Ya no funde sino en temperaturas sobre 50° transformándose en la modificación

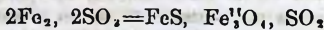
prior. En su apariencia exterior no se distingue de esta.

Disolucion.—El anhídrido sulfúrico es un cuerpo muy ácido de agua: proyectado en este líquido se disuelve dejando oír un ruido análogo al de un hierro candente. Espuesto al aire derrama vapores espesos, porque al anhídrido volátil á la temperatura ordinaria, emite vapores que se combinan con el de agua de la atmósfera; el ácido así formado no siendo volátil á la misma temperatura, se condensa en forma de niebla.

3º PROPIEDADES QUÍMICAS.—El anhídrido sulfúrico es un cuerpo, muy ácido, pero bastante estable. Pues no le descompone la electricidad, sino despues de disolverle en ácido sulfúrico, aislándose entonces azufre al polo negativo y oxígeno al negativo. Al pasar los vapores del anhídrido por un tubo enrojecido se descomponen en anhídrido sulfuroso y oxígeno.

Con $\frac{1}{10}$ partes de iodo forma al anhídrido sulfúrico un cuerpo cristalino verde de color hermoso. El azufre se disuelve en el anhídrido líquido dando licores azules, verdes ó pardos segun la diferente cantidad del azufre: al calentar estos desprenden anhídrido sulfuroso, y con agua producen ácido sulfúrico, ácido sulfuroso y azufre. El fósforo se inflama en los vapores del anhídrido cubriéndose con una capa gruesa de azufre.

En temperatura ordinaria los vapores del anhídrido no tienen acción sobre los metales zinc, cobre, hierro, plomo, mercurio, plata, estaño; mas en calor rojo cambian el hierro y el zinc en sulfidos y óxidos desprendiéndose anhídrido sulfuroso.



Con el mercurio produce en calor sulfato y anhídrido sulfuroso.

El ácido sulfhídrico y el anhídrido sulfúrico se descomponen instantáneamente resultando agua y azufre que se disuelve con color azul en el anhídrido en exceso produciendo en seguida anhídrido sulfuroso.—Con algunos sulfidos metálicos da el anhídrido sulfúrico sulfatos, anhídrido sulfuroso y á veces azufre libre. Los óxidos de calcio y bario caldeado anteriormente se ponen candentes en los vapores del anhídrido sulfúrico transformándose en sulfatos. No pone rojos los papeles de tornasol.

Merced á su grande afinidad hácia el agua ataca enérgicamente las sustancias orgánicas: ennegrece y quema papel, leña &c. Por la misma razon influye como un veneno violento y un cáustico fuerte en el organismo animal. Sin embargo se puede tenerle por algun rato entre los dedos enteramente secos, pero muy pronto se siente un dolor agudo.

• Acido sulfúrico H_2SO_4

Sin. Acido sulfúrico inglés, aceite de vitriolo; Schwefelsaure; sulphuric acid; acide sulfurique.

1º PREPARACION.—El ácido sulfúrico se prepara hoy dia industrialmente en cantidades grandísimas y en toda parte, y los

químicos no tienen sino que purificar el ácido comercial.

La preparacion industrial se funda en la oxidacion del anhídrido sulfuroso con el oxígeno del aire empleando como intermedio los compuestos oxigenados del nitrógeno en presencia de aire y vapor de agua (cfr. pág. 166 y 168). Verificanse entonces de seguida estas reacciones que siguen:

1° Si se encuentran el anhídrido sulfuroso y el ácido nítrico líquido ó gaseoso se forma ácido sulfúrico y peróxido de nitrógeno.

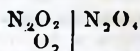


2° El peróxido de nitrógeno formado se convierte por insuflado del vapor de agua en ácido nítrico y óxido de nitrógeno.

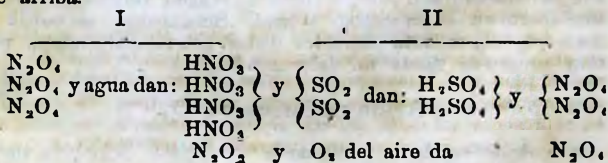


Este ácido nítrico que resulta de la segunda reaccion obra con otra parte del anhídrido sulfuroso, produciendo ácido sulfúrico y peróxido de nitrógeno que con vapor de agua da de nuevo ácido nítrico y óxido de nitrógeno. Y así se repetirán estas dos reacciones hasta que en presencia de una cantidad suficiente de agua todo se habrá transformado en los productos finales: ácido sulfúrico y óxido de nitrógeno.

3° Mas otro es el decurso si al mismo tiempo está presente oxígeno ó aire. Pues el óxido de nitrógeno apoderándose del oxígeno se transforma en tal caso tambien en peróxido de nitrógeno, que á su vez da continuamente ácido nítrico y óxido de nitrógeno.



Por consiguiente se reproducirian sin interrupcion las mismas reacciones, con tal que no falte el anhídrido sulfuroso, y el aire y vapor de agua se renueven suficientemente. El óxido de nitrógeno no toma en suma el oxígeno del aire sino para transportarle al ácido sulfuroso; y una cantidad determinada de ácido nítrico, respectivamente del peróxido de nitrógeno puede servir para transformar masas indefinidas de anhídrido sulfuroso en ácido sulfúrico, pues este ácido ó el peróxido se regenera sin fin, como lo deja ver la fórmula que sigue por la cual abrazamos todo el procedimiento por dos estadios, fijándonos en la reaccion 2° de arriba.



Mas si para la teoría se necesita una cantidad dada de óxido de nitrógeno, no puede serlo mismo en la ejecucion práctica é industrial, pues una parte de los compuestos nitrogenados sale

por la chimenea de llamada (1).

Para que el procedimiento salga bien, es una condicion indispensable la que el peróxido de nitrógeno al formarse, se descomponga de nuevo ó que nunca se mantenga. El ácido sulfúrico concentrado absorbe, pues, con mucha avidéz este peróxido produciendo un compuesto cristalino que se llama, *crisales de las cámaras de plomo* ($H_2SO_4 + SO_2 \cdot N_2O_2$) ó $\{(2SO_2 \cdot N_2O_2) + H_2O\}$, se pierde una cantidad del peróxido de nitrógeno activo y marcha mal la preparacion del ácido sulfúrico. Depende la posibilidad de la formacion de dichos crisales de la ausencia de vapor de agua; en presencia de una cantidad suficiente de esta no se pueden formar, ni pueden una vez formados mantenerse.

De las reacciones que hemos explicado arriba, se sigue que con igual éxito se puede tomar para el procedimiento ácido nítrico ó peróxido ú óxido de nitrógeno.

Para realizar en los laboratorios las diferentes reacciones que dan origen al ácido sulfúrico, se emplea un globo grande de vidrio (A) (fig. 45) de unos 10 ó 15 litros de cabida, cuyo cuello le cierra un tapon atravesado por 5 tubos. Uno de ellos conduce el gas anhídrido sulfuroso producido en (a), el segundo lleva el gas óxido de nitrógeno procedente del aparato (b), por el tercero entra el vapor de agua desprendido en (c), el cuarto (d) sirve para insuflar el aire, la quinta (e) da salida al nitrógeno del aire y á los demas gases espulsados por la insuflacion.—Compuesto de tal manera el aparato, se comienza calentando el globo (a) que contiene los materiales para el desprendimiento del anhídrido sulfuroso, á saber, cobre y ácido sulfúrico (pág. 164), luego cuando el desprendimiento del anhídrido sulfuroso empieza, se da ácido nítrico al cobre en el matracito (b). El óxido de nitrógeno al entrar en el globo (A) da origen á vapores rutilantes de peróxido de nitrógeno, que se mantienen aun cuando vienen en contacto con el anhídrido sulfuroso seco, mas si entran pocos vapores de agua del matraz (c), se ven depositarse crisales de las cámaras de plomo. Estos crisales desaparecen al punto que se dejan entrar abundantes vapores de agua, desprendiéndose óxido de nitrógeno, y sigue marchando bien la produccion de ácido sulfúrico, cuidando que no se disminuya el vapor de agua, é introduciendo de cuando en cuando aire por (d) mediante un soplete ó un gasómetro. Es fácil comprobar la formacion del ácido sulfúrico tratando el líquido que se ha acumulado al fondo del balon A con una disolucion de una sal de bario, que da un precipitado blanco é insoluble de sulfato de bario.

La preparacion industrial del ácido sulfúrico se efectúa en grandes cámaras, cuyas paredes están guarnecidas de láminas de plomo soldadas entre sí con el soplete del gas hidrógeno-oxígeno, sin interposicion de metal estraño (pág 98). La figura 46 representa un corte general de los aparatos.

A. A. Son dos hornillos pareados en los cuales se quema

(1) Si se introduciese en lugar de aire, oxígeno solo, no seria necesaria la chimenea, y poquísimo de ácido nítrico bastaria para la fabricacion de indefinidas cantidades de ácido sulfúrico.

azufre bruto en una ancha placa de palastro. El calor desprendido en esta combustión se emplea para calentar el agua en la caldera, que por un sistema de tubos (c,d) distribuye el vapor en diferentes cámaras. Como el gas anhídrido sulfuroso arrastra grandes cantidades de aire, se dirige por anchos tubos B, B á un *tambor de plomo* C, donde están dispuestas unas tablillas, en que corre el ácido sulfúrico cargado de productos nitrosos, cuyo origen se indicará mas adelante.—Las reacciones principian inmediatamente, y se continúan en la cámara C' llamada el *denitrificador*.

Después pasan los gases en otra segunda cámara C² donde encuentran una doble cascada E E de ácido nítrico, que cae en chorro delgado, de modo que presenta grande superficie de contacto al anhídrido sulfuroso. El ácido sulfúrico puede condensándose disolver cantidades notables de productos nitrogenados, y para libertarse de ellos se ha dispuesto un conducto inclinado que lleva el ácido á la primera cámara C', donde los productos nitrogenados experimentarán la acción del anhídrido sulfuroso en exceso, lo cual justifica el nombre de *denitrificador* dado á esta primera cámara.

El anhídrido sulfuroso, el exceso de aire y el óxido ó peróxido de nitrógeno, se dirigen juntos á la *grande cámara* C³, C³, que recibe muchos chorros de vapor de agua. Aquí reaccionan del modo mas completo los gases mezclados, y se forma la mayor parte de ácido sulfúrico. Las reacciones terminan en una cámara última C⁴, destinada sobre todo á condensar el ácido formado y los compuestos nitrogenados, que á una temperatura elevada se verian arrastrados con el nitrógeno del aire. La condensacion se completa en un refrigerante L, L rodeado de agua fria.

Para detener los vapores nitrogenados escapados á la condensacion se pasa el gas, en *último tambor* R de plomo, lleno de cok, en el cual caen chorros delgados de ácido sulfúrico, que vienen de un depósito superior O. Los gases que salen de este tambor están formados de nitrógeno del aire que arrastra cortas cantidades de productos nitrogenados y se van por la chimenea de llamada V. En cuanto al ácido que está cargado de productos nitrogenados al atravesar este último tambor descendiendo por un tubo (b, a) en un depósito (i) situado cerca de los hornillos, y que una vez lleno se cierra la llave (e) y se abre la (e'); ejerciendo el vapor una presión superior á una atmósfera, fuerza al ácido á subir en el depósito superior (g), de donde corre por las tablillas del primer tambor.

En esta disposicion puede tener la grande cámara hasta 1000 metros cúbicos; la cabida de todo el aparato es de unos 1500. En tal caso se queman en 24 horas cosa de 1000 kilógr. de azufre bruto, y se produce una cantidad de ácido que corresponde á 2950 ó 3000 kilógr. del ácido sulfúrico de la fórmula H₂SO₄. La cantidad que deberia obtenerse en teoría, si el azufre fuese *puro*, seria 3060 kilógr.; segun esto se realiza casi el producto teórico, porque nunca es puro el azufre bruto empleado.—La cantidad de ácido nítrico necesaria para esta produccion es de unos 40 kilógr.; el peso de agua introducida en vapor es de 2100, y el tiro ha debido arreglarse de modo que pasen de 6 á 7000 metros cúbicos de aire.

MODIFICACIONES.—En muchas fábricas en vez de emplear el ácido nítrico líquido, se disponen en la placa de palastro donde arde el azufre calderas que contienen una mezcla de nitrato de sodio (salitre de Chile) y ácido sulfúrico. Bajo la influencia del calor desprendido por la combustión del azufre, reaccionando el ácido sulfúrico sobre el nitrato de sodio da ácido nítrico. Este ácido en vapor, así como el anhídrido sulfuroso y el exceso de aire arrastrado, se hallan á altísima temperatura, siendo necesario enfriarlos pasándolos á través de un tubo rodeado de agua fría. Llegan entonces al primer tambor que en lugar de tablillas contiene en toda su altura grandes trozos de cok, que presentan mayor superficie á la acción de los gases calientes sobre el ácido sulfúrico nítrico. Al salir de este tambor los gases pasan á una sola cámara dividida en tres partes por dos cortinas de plomo que descienden del techo hasta cerca del suelo. El resto del aparato no ha recibido modificación importante. Tal disposición economiza los gastos de fabricación y condensación del ácido nítrico; pero los tubos que le conducen en vapores se corrompen muy rápidamente, sin contar con las pérdidas que resultan, porque los gases no se enfrían lo bastante en una sola cámara con divisiones.

Hace algunos años que se tiende á reemplazar mas y mas el azufre por las piritas, que calcinadas en presencia de un exceso de aire, dan anhídrido sulfuroso muy barato. Mas como estas piritas suelen ser algo arsenicales, fórmase anhídrido arsenioso; este cuerpo al contacto del ácido nítrico pasa al estado de ácido arsenico y hace impuro el ácido sulfúrico (1).

CONCENTRACION. El ácido que sale de las cámaras de plomo apenas señala mas que 50° Baumé, (= peso esp. 1,5). Para muchas aplicaciones basta tal concentración (v. gr. para la fabricación de sulfato de sodio, de carbonato de sodio, del ácido nítrico y otros ácidos &c.) y así es que grande parte del ácido sulfúrico se usa en el mismo estado de concentración con que sale de las cámaras. Mas, otra parte se debe ántes de entregarla al comercio concentrar. Esto se hace por una doble operación: en una primera se le evapora en peroles de plomo A (fig. 47) hasta que marque 60° ó á lo mas 62° B. (peso esp. = 1,7 á 1,75) no pudiendo irse mas lejos, porque el plomo sería atacado por el ácido, y el punto de ebullición que ya está cerca de 200°, muy pronto llegaría al punto de fusión del plomo, y en fin, porque empieza á volatilizarse una cantidad notable del ácido sulfúrico. Mucho del ácido sulfúrico se gasta en tal concentración, y solamente

(1) Sin embargo tambien el ácido sulfúrico preparado con azufre bruto, contiene á veces arsenico; al paso que al contrario hay piritas que dan un ácido libre de este metal. Aumentándose mucho el precio del azufre siciliano de una parte por la fabricación del ácido sulfúrico cada dia mas crecida, de otra por los gastos inmensos de azufre contra la enfermedad de las viñas (pág. 150), se estableció y divulgó otra vez el uso de las piritas para la fabricación del ácido sulfúrico inglés, de tal manera que hoy dia en Inglaterra se saca solo una parte corta del ácido sulfúrico de azufre bruto.

En vez de cámaras de plomo se aconsejaron tales de maderas cubiertas cuidadosamente con el "zeiodelito", es decir, la mezcla de azufre y vidrio, que hemos indicado en la pág 150.

la menor parte es necesario sufra una segunda concentracion que se hace en grandes retortas de platino B (fig. 47) ó tambien en tals de vidrio de una construccion particular, hasta que señale 66° ó 67° B. (= peso esp. 1,842). Entónces se saca mediante un sifon, cuya rama larga está enfrida por la corriente de agua que pasa en el cajon D, y se le recibe en damajuanas de barro. En este estado representa el ácido que se dice ácido inglés, y se despacha al precio de 14 fr. cien kilogr., mientras que se vende el ácido de 51° B. á 8 fr. y el de 58° - 60° á 10 fr.

PURIFICACION.—El ácido sulfúrico comercial muy rara vez se halla sin impurezas, estas son particularmente sulfato de plomo (procedente del ataque de los peroles de evaporacion), productos nitrogenados, ácido arsénico ó arsenicoso, selenio. Fuera de estas, puede contener mas casualmente diferentes sales metálicas (de Fe, Zn, Hg, Cu,) que provienen de impurezas de las piritas, ácido clorhídrico, anhídrido sulfuroso y sustancias orgánicas que le atribuyen un color pardo, el que desaparece al hervir.

Reconócese la presencia del plomo generalmente al diluir el ácido con agua formándose un precipitado blanco pulverulento. Con mas seguridad se la descubre añadiendo al ácido sulfúrico 1 por ciento (segun el volúmen) de ácido clorhídrico concentrado, se enturbia el líquido en caso de presencia de plomo precipitándose clorido de plomo.

Los productos nitrosos se echan de ver en el olor de vapores nitrosos, que toma el ácido cuando se le diluye con agua; en la decoloracion de poco de la disolucion de indigo (al calentar); en la coloracion que toman cristales de sulfato de hierro sumergidos en el ácido sulfúrico. Esta coloracion es rosa si hay solamente rastros de productos nitrosos, y parda si estos productos están en cantidad notable.

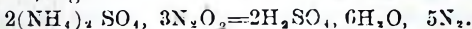
La presencia del arsénico se prueba por medic del aparato de Marsh, el que se explica en otro lugar.

El selenio se deposita en forma de un polvo rojo cuando se diluye el ácido sulfúrico con alcohol.

Para quitar al ácido sulfúrico inglés todas sus impurezas se le da (no mas de $4\frac{1}{2}$ kilógr.) en una retorta de vidrio con cuello corto y ancho, sin túbulo y de tanta cabida, que al ácido sulfúrico no llene mas de $\frac{1}{2}$ de la panza, luego se proyecta un hilo de platino arrollado en espiral en el ácido, y en fin se añade de sulfato de amonio triturado $\frac{1}{2}$ por ciento del ácido empleado. La retorta así llena se pone en un baño de arena, de suerte que la capa de esta tenga poco grueso, y de alto cuanto sea posible; se cubre la panza de la retorta con una cúpula de palastro con el objeto de impedir la condensacion del vapor ántes que haya llegado al cuello inclinado. Al cuello se adapta un bulon muy espacioso, no valiéndose de ningun luten sino fijando el tubo entre el balon y el cuello de la retorta algunos alambres gruesos de platino. Todo compuesto así se empieza la destilacion calentando paulatinamente. Despues de pasar $\frac{1}{2}$ parte del ácido se cambia el recipiente para recoger separadamente el ácido puro, que ahora sigue. Si han destilado $\frac{3}{4}$ partes, se interrumpe la operacion. En esta destilacion se han de observar todas las precauciones, que

acabamos de indicar, siendo ella una operacion peligrosa. Pues por la viscosidad del ácido sulfúrico y su adherencia al vidrio no se originan las burbujas de vapor sino en los puntos mas calientes y á una temperatura en que su fuerza elástica es muy superior á la presion atmosférica. Una vez formadas estas burbujas se inflan rápidamente y levantan de pronto el líquido que atraviesan; de suerte que al caer este produce un choque capaz de romper la retorta. Evítanse estos saltos por el alambre de platino arrollado en espiral, que permiten á las burbujas se formen mas fácilmente, haciendo la ebullicion mas regular (1). Los alambres entre ambos cuellos, entre el de la retorta y el del recipiente impiden la rotura de estos, la que sucede á menudo al toque inmediato del cuello exterior frio y del interior caliente. ademas dan salida á los vapores no condensados en el recipiente.

En esta operacion se desprende ya ántes que comienza á hervir el ácido sulfúrico, el anhídrido sulfuroso sea el que estaba ántes en el ácido sea el que se forma al comenzar reaccionando entre sí las sustancias orgánicas y el ácido (2). Todos los productos nitrosos, que destilarian con el ácido sulfúrico, se descomponen por el sulfato de amonio formándose ácido sulfúrico, agua y nitrógeno, v. gr:



Todas las demas impurezas no volátiles se quedan con la última $\frac{1}{2}$ parte en la retorta; mas el arsénico solo en el caso que se halla en estado de ácido arsenicó (3), si se halla en él de ácido arsenicoso, tambien destilaria con el ácido sulfúrico, y se debe entonces transformar ántes en ácido arsénico por medio de ácido nítrico.

El ácido mas concentrado que se obtiene por los procedimientos que acabamos de esponer, no corresponde á la fórmula del ácido sulfúrico, H_2SO_4 , mas contiene algo mas de agua y puede espresarse por la fórmula $\text{H}_2 \text{SO}_4 + \frac{1}{x} \text{H}_2\text{O}$, en la cual significa $\frac{1}{x}$ una fraccion variable de una molécula. Siendo, por lo comun

(1) Con el mismo objeto de hacer la ebullicion del ácido sulfúrico mas tranquila, se calienta tambien la retorta lateralmente con una rejilla anular; las burbujas se forman entonces en los puntos inmediatos á la superficie. Aun mas seguro y mas sencillo es este método: se construye con ladrillos un hogar correspondiente al tamaño de la retorta. Esta no se pone inmediatamente sobre la parrilla sino sobre una tapa de un crisol de barro, y á toda aquella parte de la retorta que viene en contacto inmediato con el fuego, se da una cubierta de barro. El cuello de la retorta ha de llegar hasta el interior del globo que sirve de recipiente (cfr. fig. 48).

(2) Se pudiera recoger un destilado puro cambiando ya el recipiente cuando comienza á hervir el ácido sulfúrico. Pero siendo las porciones primeras del ácido destilado muy diluidas, mejor es esperar hasta que haya pasado $\frac{1}{6}$ parte, obteniéndose así un ácido de 66° B.

(3) Siempre se hallará en tal estado cuando el ácido sulfúrico contiene algo de productos nitrosos, mas en estado de ácido arsenicoso, si contiene anhídrido sulfuroso.

el peso específico del ácido sulfúrico inglés igual á 1,830—1,840, la espresion $\frac{1}{x}$ será generalmente poco mas ó ménos igual á $\frac{1}{2}$ y la fórmula se vuelve $2H_2SO_4 + \frac{1}{2}H_2O$. Como veremos al momento, no es posible obtener por destilacion un ácido sulfúrico sin agua hidrática.

Para obtener el ácido no hidratado se puede mezclar un poco de anhídrido sulfúrico con el ácido inglés, ó tambien determinar varias veces la solidificacion de este, arrojando cada vez el ácido no solidificado.

2º PROPIEDADES FÍSICAS.—El ácido sulfúrico es un líquido incoloro de consistencia oleaginosa. Su densidad es 1,845 á 1,5º; su peso molecular 98.

A 290º entra en ebullicion desprendiéndose hasta 3 por ciento de anhídrido sulfúrico; el punto de ebullicion sube rápidamente á 330º, representando entónces el ácido una mezcla de 1 molécula de ácido sulfúrico con $\frac{1}{2}$ de agua.

Congélase el ácido sulfúrico inglés á —34º; mas repitiendo la solidificacion varias veces y arrojando siempre lo que queda líquido, se comprueba, que la temperatura de solidificacion se eleva mas y mas, hasta que al fin se obtiene un ácido, que ya no se funde sino á +10,5º y parece constar únicamente del ácido no hidratado. Este líquido es capaz de presentar el fenómeno de sobrefusion: se puede enfriar hasta 0º sin solidificarse, pero á esta temperatura basta un cristal del ácido para determinar su rápida solidificacion.

El ácido sulfúrico no se evapora á la temperatura ordinaria, así como los demas licores; al contrario aumenta su volumen absorbiendo agua de la atmósfera (1). Tampoco humea en contacto del aire á temperatura ordinaria, eso solo empieza á 40º.

DISOLUCION.—No solo el anhídrido sulfúrico es muy ávido del agua sino tambien el ácido sulfúrico dehidratado y el inglés. Espuesto al aire húmedo absorbe hasta quince veces su peso de agua. Esta propiedad se utiliza ora para secar los gases (pág. 53) ora para activar la evaporacion de las disoluciones salinas. En este último caso se pone la disolucion en una cápsula (d) (fig. 49) sobre un triángulo que descansa en la vasija (c) que contiene el ácido sulfúrico concentrando. Colócase todo ello en una lámina de vidrio esmerilada ó sobre el platillo de la máquina neumática y se cubre con una campana. Absórbense entónces los vapores por el ácido segun se van produciendo.

Cuando se mezclan agua y ácido sulfúrico, prodúcese una elevacion de temperatura, que puede pasar fácilmente 100º (2). Debe echarse el ácido despacio en el agua y agitar constantemente para evitar toda proyeccion. Vertiendo el agua en el ácido concentrado habria verdaderas esplosiones.—En la mezcla de

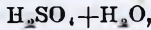
(1) El ácido sulfúrico se ennegrece al contacto del aire, quemando las sustancias orgánicas que ha absorbido juntamente con el agua.

(2) Mezclando el ácido sulfúrico con agua, así que corresponde á 1 molécula de H_2SO_4 , 1 de H_2O se desarrollan 400 calorías,

„	3 „ H_2O	„	685	„
„	5 „ H_2O	„	800	„

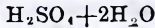
agua y ácido sulfúrico se produce siempre contracción (1). Mezclando hielo ó nieve con ácido sulfúrico se funde rápidamente, y según domina el fenómeno de fusión ó el de la unión entre agua y ácido sulfúrico, hay descenso ó ascenso de temperatura. Al mezclar 1 parte del ácido con 4 de hielo pulverizado baja el termómetro á -20° , mas 1 parte de hielo y 4 del ácido le hacen subir á 100° ; 1 parte del ácido y $\frac{1}{2}$ de hielo no dan ningun cambio de temperatura.

Existen dos hidratos del ácido sulfúrico (cfr. pág. 114.). Uno, cuya fórmula es



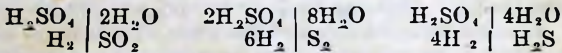
se obtiene en forma de prismas hexagonales enfriando un ácido que contiene poco mas de 1 molécula de agua bajo 0° . Él se funde á cosa de 8° , hierve á 224° . Entre 205 y 210° pierde su agua hidratada evaporando al mismo tiempo algo de ácido sulfúrico.

El peso esp. de tal hidrato es á 15° 1,785.—Otro hidrato de la fórmula



se forma añadiendo 18 partes de agua á 49 del ácido. También se quedaria tal hidrato según afirma Jacquelin, al evaporar un ácido diluido bajo el recipiente de la máquina neumática. Su peso esp. es 1,665 á 0° . Suelta á $193-199^{\circ}$ la segunda molécula de agua y hierve entre 163 y 170° .

3^o PROPIEDADES QUÍMICAS.—El ácido sulfúrico es excesivamente enérgico, pues puede espeler casi todos los demás ácidos de sus sales. Es un ácido dibásico y engendra dos series de sales, ácidas y neutrales.—Aunque sea bastante estable, se descompone sin embargo al destilar, como lo hemos visto, parcialmente en anhídrido sulfúrico y agua. La corriente eléctrica parte el ácido concentrado de tal manera, que al polo positivo se aísla oxígeno, al negativo azufre é hidrógeno. Pasando los vapores del ácido juntamente con hidrógeno por tubos enrojecidos se forman según las proporciones de la mezcla, agua y anhídrido sulfuroso, ó agua y azufre, ó agua y ácido sulfhídrico.



Al destilar el ácido sulfúrico con azufre pasan vapores del ácido mezclados con azufre reducido y despréndese anhídrido sulfuroso. La reducción del ácido sulfúrico por carbono ya tenemos explicada pág. 164.

Entre los metales, unos carecen de acción sobre el ácido sulfúrico á toda temperatura v. g. el oro, platino, rodio, iridio, wolframo; otros forman con el mismo concentrado anhídrido sulfuroso y un sulfato, mas en frío es muy débil ó nada la reacción, y solo en

(1) El máximo de concentración corresponde á la combinación de 1 molec. de ácido sulfúrico con 2 de agua, que da el segundo hidrato, $H_2SO_4 + 2H_2O$, disminuyéndose el volúmen de 7,86 por ciento

temperatura elevada se vuelve enérgica; de tal suerte obran mercurio, plata, cobre, plomo, estaño, bismuto, antimonio, arsénico, telurio (cfr. pág. 164). Aquellos metales que descomponen el agua en frío (pág. 106) producen con el ácido sulfúrico en todo caso los sulfatos respectivos y desprendimiento de hidrógeno; los que descomponen el agua en temperatura solo subida (clase 2ª y 3ª) reaccionan asimismo con el ácido diluido, pero cuando el ácido está concentrado, se produce una elevación de temperatura y el hidrógeno en vez de desprenderse, reacciona sobre el ácido sulfúrico, y produce azufre ó anhídrido sulfuroso.

Con los óxidos y los hidróxidos metálicos produce el ácido sulfúrico siempre sulfatos neutrales ó ácidos. Puede descomponer casi todas las sales formando sulfatos y aislando el ácido respectivo.

Quitando á las sustancias orgánicas los elementos de agua las cambia profundamente, carboniza leña, el lienzo &c, destruye los tejidos orgánicos. El ácido diluido puede al contrario hidratar diferentes cuerpos orgánicos, transformando, p. ej., el almidón, la celulosa en azúcar de uva. En otros casos influye el ácido sulfúrico como un oxidante cediendo de su oxígeno al carbono ó hidrógeno de las sustancias orgánicas y desprendiéndose anhídrido sulfuroso. En fin, se combina también con varios compuestos orgánicos dando productos de muy varia naturaleza.

4º PROPIEDADES FISIOLÓGICAS.—El ácido sulfúrico no tiene olor, pero sabor muy ácido. En estado concentrado obra como un veneno muy corrosivo. Mientras que el ácido muy diluido no produce ningún daño notable aplicado interior ó exteriormente al organismo, el ácido concentrado produce en toda parte corrosiones muy dolorosas, é introducido en el estómago verifica una alteración tan rápida y profunda que no hay esperanza de combatirla. No solo corroe y destruye en este caso todos los canales de digestión sino también se combina con los albuminatos. En caso de intoxicación no demasiado vehemente se observan como síntomas, inflamación de los riñones, albuminuria, filamentos y sangre en la orina.

5º ESTADO EN LA NATURALEZA.—Merced á su fuerte tendencia de reacción no se puede mantener el ácido sulfúrico en la naturaleza y no se encuentra sino en los lugares mismos á donde se engendra. Se ha encontrado hasta ahora únicamente en las aguas que vienen de los volcanes ó de las inmediaciones de ellos. Fuera de los encuentros que están indicados pág. 73, se conocen tales también en Java, v. g. los lagos de ácido sulfúrico cerca del cerro *Ijjen*, en el cráter *Patuha* y en la montaña *Talaga Bodas*; fuentes con ácido sulfúrico libre hay además en Italia en la gruta de *Zoccolino* y en una caverna al pié del Etna.—También en el reino animal se ha hallado una vez, es decir en las secreciones de *Dolium Galea*, una especie de caracol en Sicilia, las que contienen 2,7 por ciento de ácido sulfúrico y 0,9 de clorhídrico libre.

En estado de sulfatos es diseminado en toda parte del reino orgánico é inorgánico (pág. 148).

6º APLICACIONES.—La energía de la acción química del ácido sulfúrico y lo barato de su precio lo han constituido el agente

mas universal en los procederes industriales, y su uso se acrecienta todos los dias. Llega á ser tanta su importancia, que el consumo que de él se hace y ha hecho en diferentes países y épocas puede determinar con bastante aproximacion los progresos industriales en esas épocas y países. Como no hay casi un cuerpo con ocasion del cual no tengamos que recordar un uso de este ácido, solo podremos indicar aquí sumariamente sus principales aplicaciones.

Gracias á su fijeza sirve para la preparacion de todos los ácidos volátiles, como del ácido carbónico, nítrico, clorhídrico, fluorhídrico &c. La insolubilidad del sulfato que forma con calcio y plomo le han hecho emplear en la preparacion del fósforo y ácido fosfórico, cítrico, tartárico, acético, esteárico &c. Se utiliza en la fabricacion de diferentísimas sales importantes, v. g. de sulfatos alcalinos, sulfatos de los metales pesados, de la quinina y cinchonina, de carbonato de sodio, de bicromato de potasio, de borax, &c.

Se emplea para la fabricacion de jabones, azúcar, dextrina, alcohol, éter, cloroformo, de los papeles, del algodón pólvora, de abonos artificiales (1).

Sirve en la galvanoplástica, dorado, plateado, telegrafía eléctrica, afinacion de los metales preciosos; en la tintorería se le usa para la disolucion del índigo, la epuracion de los aceites, de la lana, del azúcar, de la parafina &c.

A la medicina sirve de medicamento interior y exterior, y es un antídoto contra los compuestos de plomo.

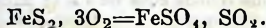
A esta aplicacion tan estendida corresponde la produccion anual, produce pues:

la Inglaterra	155000000	kilógr.
„ Francia	125000000	„
„ Alemania	75000000	„
„ Bélgica	2580000	„
„ Austria	1500000	„
„ América del Norte	500000	„

Acido sulfúrico de Nordhausen (2) ($H_2SO_4 + xSO_3$).

Sin. Acido sulfúrico humeante; Rauchende Schwefelsaeure; fuming sulphuric acid; acide sulfurique fumant.

1º PREPARACION.—Este ácido se obtiene en Bohemia (principalmente en Radnitz y Hermsdorf) por medio de piritas, que tostados al contacto del aire dan sulfato de hierro y anhídrido sulfuroso:

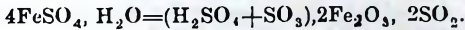


(1) En Inglaterra gastaron las fábricas de Burking, Plaistow, Depford y Birmingham en el año 1864 para este solo fin 24160000 kilógr. del ácido sulfúrico no concentrado para fabricar 48320000 kilógr. de abono artificial (sobrefosfato).

(2) Aunque el ácido haya retenido el nombre de Nordhausen, ya no mas se le fabrica en este lugar de la Sajonia prusiana, sino principalmente en la Bohemia, cerca de Praga.

Tambien los residuos de la fabricacion del azufre de las pirritas sirven de material, pues ellos se transforman de suyo al contacto del aire en sulfato de hierro.

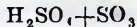
El sulfato se extrae con agua de las masas oxidadas y se evaporan las disoluciones en una corriente de aire oxidante. La mayor parte del protosulfato se transforma mientras la evaporacion en sesquisulfatos de diferente composicion, una parte de ellos se precipita (sales básicas) otra queda disuelta, al paso que el protosulfato no oxidado se aísla cristalizando. Despues de quitar los cristales de protosulfato se evaporan las aguas madres hasta la sequedad, y se obtiene como producto de calcinacion una mezcla de varios sesquisulfatos con un poco de protosulfato. Se introduce esta mezcla en pequeñas retortas de barra (pág. 50 y 51) B, (1) dispuestas en tres filas en un horno de galerías (fig. 50) y que se comunican con los recipientes (A) de igual forma situados en lo exterior. Al principio se desprende un poco de anhídrido sulfuroso procedente del protosulfato de hierro.



En seguida se desprende anhídrido sulfúrico, mezclado con el ácido sulfúrico que se toma los elementos del agua del sulfato que no ha sido completamente deshidratado. Condensanse ambos en el agua, que se ha puesto en corta cantidad en los recipientes (2). Queda en las retortas sesquióxido de hierro conocido con los nombres de *colcoitar* y *rojo de Inglaterra* y empleado en el pulimento de los espejos y otros objetos.

Desde algun tiempo se fabrica, principalmente en la Francia, una cantidad bastante crecida de ácido sulfúrico humeante calcinando sulfato ácido de sodio seco. Al principio da esta sal mucha agua con poco de ácido, despues ácido humeante.

2° PROPIEDADES FÍSICAS.—El ácido de Nordhausen es un líquido parduzco (3) de consistencia oleaginosa, que esparse en el aire abundantes vapores debidos á la evaporacion espontánea del anhídrido sulfúrico. Segun su composicion cristaliza mas ó menos fácilmente formando cristales de varia constitucion. Mitscherlich obtuvo de un ácido muy rico en anhídrido á —4° cristales de la fórmula: (1)



que separados del resto del líquido ya no se funden sino á 35°, mientras que Marignac observó la formacion de cristales de la fórmula (H_2SO_4) en un ácido que no contenia sino muy poco del

(1) Se da en cada retorta cosa de 1 á 1½ kilóg. de la mezcla.

(2) A menudo se reemplaza esta agua por ácido sulfúrico inglés, para llegar mas pronto á la concentracion del ácido humeante; pero entonces contiene esto todas las impurezas que suelen hallarse en el ácido inglés.

(3) El color oscuro de este ácido es debido á sustancias orgánicas, pues aun rastros de polvo contenido en el aire bastan para colorarla; el ácido pero será sin duda incoloro.

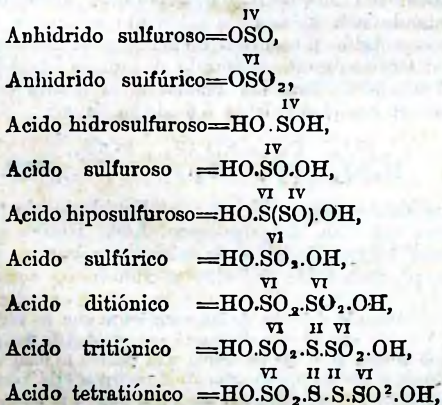
(4) Segun Marignac, estos cristales se forman ya á temperatura ordinaria on el destilado sacado del ácido humeante comun.

anhidrido; otros sacaron aun otros cristales. El hierva á 40-50°, mas por separarse al mismo tiempo en anhidrido y ácido sulfúrico no se puede destilarle. Su peso específico es poco mas ó menos 1,896.

3° PROPIEDADES QUÍMICAS.--El ácido de Nordhausen no es un compuesto simple y químico sino una mezcla de anhídrido y ácido sulfúrico ó de la combinacion $H_2S_2O_7$ y ácido sulfúrico.—Pasando una corriente de aire seco por el ácido humeante ó calcinándole despréndese todo el anhídrido y queda ácido sulfúrico (1). Sus propiedades químicas son las mismas que las del ácido sulfúrico por una parte y las del anhídrido por otra; su acción es siem'argo en muchos casos mas enérgica que la de este ácido.

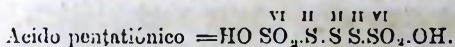
4° APLICACION.—La aplicacion mas importante del ácido de Nordhausen es la de servir en la tintura para disolver el añil, prefiriéndose al ácido sulfúrico inglés, aunque sea su precio mas subido (2). Eso depende de que disuelve hasta 8 veces mas añil, y no contiene compuestos oxigenados del nitrógeno, productos contenidos comunmente en el ácido inglés y que destruyen cierta cantidad de materia colorante. Se utiliza ademas para la preparacion del betun de los zapatos y botas. Es finalmente el reactivo con que se descubre una falsificacion de la parafina por la cera.

Advertencia general acerca de los ácidos del azufre. La serie de los ácidos del azufre nos suministra un ejemplo de la multiplicidad de compuestos, que puede resultar de la union de los mismos elementos (S, O, H) uniéndose ellos por sus atomicidades. Reservando la esplicacion de las relaciones interesantes, que existen entre los diferentes miembros de la serie á la química teórica, contentámonos poniendo aquí sus fórmulas teóricas, que dejan ver el modo de ligacion entre los diferentes átomos y la atomicidad varia del azufre.



(1) Calentando no se obtiene el ácido sulfúrico dehidratado, sino una mezcla de 1 molécula de este con $\frac{1}{2}$ de agua.

(2) El ácido humeante de Bohemia se vende por 36 fr. 100 kilógr, mientras en Francia vale 140 fr. Hasta el año 1865 se importaron anualmente 30000 kilógr. de este ácido de Alemania á la Francia.



COMPUESTOS DEL AZUFRE CON EL OXÍGENO Y LOS HALÓGENOS.

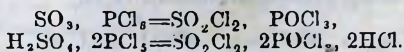
Oxícloridos de azufre.

Sin. Oxichloride des Schwefels; oxychlorides of sulphur; oxychlorides de soufre.

Conocemos tres compuestos de esta clase, que pueden considerarse como los anhídridos del azufre, en los cuales una parte del oxígeno está reemplazado por cloro, ó también como los cloridos de los radicales de los ácidos (1).

El anhídrido clorosulfuroso ó clorido de tionilo SOCl₂ es un compuesto, que existe en dos modificaciones. Pues, se presenta en forma de cristales amarillos y transparentes, y en estado de un líquido incoloro que aun no se solidifica á -80°. Aquel se forma en la temperatura ordinaria por la reaccion mútua entre protoclorido de azufre y cloro húmedo en presencia de muy poca agua; este se engendra espontáneamente de la modificación solida guardándola en un tubo de vidrio seco y cerrado por ambos extremos. El oxíclorido cristalino reacciona con suma vehemencia par con el agua, proyectándola en toda parte, al paso que el líquido en el agua se pone tranquilamente al fondo y luego produce paulatinamente ácido sulfúrico, anhídrido sulfuroso y ácido clorhídrico.

El anhídrido clorosulfúrico ó clorido de sulfurilo SO₂Cl₂ se forma esponiendo una mezcla de anhídrido sulfuroso y cloro seco por tiempo notable á los rayos de la luz solar intensa y quitando despues el cloro sobrante agitando el líquido formado con mercurio y destilando. También resulta de la acción del pentaclorido de fósforo con el anhídrido ó ácido sulfúrico:



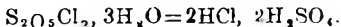
El anhídrido clorosulfúrico es un líquido incoloro, humeante al contacto del aire, del peso espec. 1,66. Hierve á 77° y puede destilarse sobre hidróxido de calcio ó de bario. En contacto con agua produce ácido sulfúrico y clorhídrico, con amoniaco ó

(1) Considerando el junto de las reacciones que se verifican por los oxácidos, pueden considerárseles como compuestos de dos partes: de un radical, que forma la parte principal y el centro al cual se añaden los demás átomos, y de un cierto número de grupos OH, (restos de agua) que varía segun la basicidad del ácido, ó que es lo mismo, segun la atomicidad del radical (cfr. pág. 22). De tal modo se considera el ácido sulfúrico como compuesto del radical (SO₂) y de dos restos de agua, el ácido sulfuroso del radical (SO) y de dos restos de agua, el ácido clórico del radical (ClO₂) y de un resto de agua, el ácido hidrosulfuroso del radical (HSO) y un resto de agua.—Llevan también los radicales sus nombres especiales v. gr. (SO₂) sulfurilo, (SO) tionilo.

scaquicarbonato de amonio sulfanido y clorido de amonio.



La formación del *tercer oxiclorigido* $\text{S}_2\text{O}_3\text{Cl}_2$ ya la hemos indicado (pág. 159); unos químicos lo consideran como un compuesto doble ($\text{SO}_3 + \text{SO}_2\text{Cl}_2$) otros como el oxiclorigido del sulfato $(\text{SO}_3)_2\text{OCl}_2$. Este cuerpo es un líquido incoloro, oleaginoso del peso esp. 1,818 y de un olor especial que recuerda algo el del anhídrido sulfuroso, hierve á 145° y puede destilarse. Se hunde en agua al principio sin que se observe ningun cambio, pero muy pronto desaparece formándose ácido sulfúrico y ácido clorhídrico.



Un compuesto que fuera de azufre, oxígeno y cloro tambien incluye hidrógeno, se obtiene destilando una mezcla de ácido sulfúrico concentrado y pentaclorido de fósforo. Su composición corresponde á la fórmula HClSO_3 y se considera por tanto como ácido sulfúrico en que un grupo HO está reemplazado por un átomo de cloro. Por consiguiente se llama *ácido clorhidrosulfúrico* (otros le dan el nombre *ácido clorhidrosulfuroso*.)

Acido sulfúrico $\text{HO SO}_2 \cdot \text{OH}$.

Acido clorhidrosulfúrico $\text{HO} \cdot \text{SO}_2 \cdot \text{Cl}$.

Es un líquido incoloro, que hierve á 145° y que obra con agua como el compuesto anterior.

ARTICULO III.

SELENIO Y TELURO Y LOS COMPUESTOS QUE DAN CON LOS ELEMENTOS DE LOS CUALES HEMOS TRATADO HASTA AHORA.

Selenio Se.

Sin. Selen; Selenium; selenium.

1° PREPARACION.—El tostado de muchas piritas para la fabricación del ácido sulfúrico da ácido selenioso que reducido por el ácido sulfuroso en las cámaras de plomo deja depositar allí el selenio en polvo rojo. Estos depósitos en las cámaras de plomo son comunmente mezclas de azufre, selenio, mercurio, ácido arsenicoso, óxido de antimonio, sulfatos de plomo, hierro y cobre, é importa el selenio hasta 10 por ciento.

Tambien por el tueste de sulfidos de cobre en los establecimientos metalúrgicos de Mansfeld se forman en la chimenea de mas de 100 pies de alto, depósitos que contienen 9 por ciento de selenio. Ambas especies de depósitos sirven de material para la preparación industrial del selenio.

En los laboratorios químicos el selenio se saca del selenido de plomo, que se encuentra en la naturaleza, con tal objeto se tra-

ta el mineral pulverizado con ácido clorhídrico para extraer el carbonato de calcio y de hierro, luego se lava el rezago insoluble con agua y se le seca. En seguida se calcina el selenido de plomo con flujo negro (1) en un crisol de barro cubriendo la mezcla con carbon. La masa fundida y enfriada se pulveriza pronto en un almirez caliente y se pone luego sobre un filtro para extraer con agua hervida y caliente todo el selenido de potasio formado, cuidando que el filtro siempre esté lleno de agua. El filtrado parduzco abandonado en cápsulas de porcelana al aire absorbe el oxígeno dando hidróxido y carbonato de potasio y selenio, que se aísla en forma de costra negra rojiza en la superficie del licor, la que se ha de quitar de cuando en cuando. Finalmente se destila el selenio así obtenido.

2^o PROPIEDADES FÍSICAS.—El selenio es un cuerpo sólido que puede como el azufre, presentarse en diversos estados alotrópicos. Se distinguen dos modificaciones: el selenio soluble en el sulfido de carbono y el insoluble en el mismo disolvente.

a) *Modificación soluble.*—Tal modificación amorfa se obtiene en forma de polvo rojo de escarlata precipitando la disolución acuosa de ácido selenioso por anhídrido sulfuroso, zinc, hierro, clorido de zinc y otras sustancias desoxidantes. Su peso espec. es á 20° 4,259. En estado de masa *vítrea* igualmente amorfa resulta cuando el selenio fundido se enfria rápidamente. En esta forma es brillante, negrozco por reflexion y rojo por trasmision, muy quebradizo, al triturarlo da un polvo rojo. Su densidad es 4,282.—De su disolucion en sulfido de carbono caliente se obtiene al enfriarse el *selenio cristalino* en hojitas delgadas, monoclinas trasparentes rojos de mucho brillo, y en granos negros cuyas astillas son igualmente rojas y trasparentes. El peso espec. de selenio cristalino es á 15° 4,46-4,509.

El selenio vítreo comienza á ablandarse á 40-50°, á cosa de 215° está fundido; conduce mal el calor, y sólido no conduce nada la electricidad, mas un poco estando líquido.

El selenio cristalino se funde, rápidamente calentado, á 200° y vuelve por enfriamiento rápido selenio vítreo; mantenido por algun tiempo en una temperatura que pasa 100° se transforma en selenio insoluble negro.

b) *Selenio insoluble. (Selenio negro).* Este se precipita de los selenidos alcalinos disueltos en agua por el influjo del aire en forma de cristales rómbicos y prismáticos, cuyo peso específico es 4,808 á 15°. Cuando se enfria lentamente el selenio soluble fundido, se obtiene igualmente selenio insoluble gris azulino, de brillo metálico y de fractura granulosa, que da un polvo gris. Por peso específico tiene á 20° 4,797. Se funde sin ablandarse ántes á 217°; conduce la electricidad, aumentándose su conductibilidad con la temperatura hasta el punto de su fusion, pero entonces la pierde muy pronto por mudarse en selenio soluble. Tambien su poder de conduccion para el calor es mayor que el

(1) Este es una mezcla de carbonato de potasio y de polvo fino de carbono, la que se obtiene quemando 3 p. de tartarato de potasio con 1 de nitrato.

de la modificación soluble.

El selenio entra en bullicion hácia los 700°; sus vapores son amarillos mas oscuros que los del cloro y mas claros de los del azufre; en vasos angostos se condensan formando gotas rojizas brillantes como metal, mas en vasijas espaciosas dan flores rojas de selenio, al paso que en aire producen nieblas rojas.

La densidad del vapor representa las mismas anomalías que la del azufre; es, pues de 7,67 á 860° y decrece poco á poco para ser constante é igual á 5,7 (ó 79, hidrógeno=1) desde 1420° El peso atómico de selenio, es 79,

Ambas modificaciones se disuelven abundantemente con cloruro de selenio, dejando la disolucion siempre selenio insoluble al evaporarse.

2° PROPIEDADES QUÍMICAS.—Así como el azufre tambien el selenio es un elemento di-, tetra-, y hexavalente, y semeja en todo al azufre en cuanto á sus reacciones químicas. Se combina directamente con cloro y bromo; caldeado al contacto del aire arde con una llama azul esparciendo un olor muy desagradable y semejante á los rábanos podridos y produce al mismo tiempo anhídrido selenioso (SeO_2) (1). Con azufre forma directamente diferentes sulfidos. El ácido nítrico caliente le transforma en ácido selenioso. Calcinándole con los carbonatos de los metales alcalinos ó terroalcalinos engendra selenitos y selenidos, mientras que con nitrato de sodio y potasio produce seleniato potásico ó sódico.

4° ESTADO EN LA NATURALEZA. El selenio generalmente no se halla solo y aislado, sino que acompaña al azufre natural, sea al nativo, sea al que está combinado con otros elementos, ó tambien á los minerales del telurio. Segun *Del Rio* se encontraria selenio nativo cerca de Culebras en Méjico (2); con azufre nativo se halla en las islas Lípari, en el cráter Kilauea de Hawaii, en las solfataras de Nápoles (junto con notables cantidades de sulfido de arsénico). Muy frecuentemente se encuentra en los sulfidos metálicos, como son piritas, sulfido de cobra, zinc, plomo &c. Se conocen tambien selenidos metálicos: Claustalita (selenido de plomo PbSe , Lehrbaquita $3\text{PbSe} + \text{HgSe}$, Tiemannita (mercurio seleniado) HgSe y $\text{Hg}_2\text{Se} + 4\text{HgSe}$, Berzelina (selenido de cobre) Cu_2Se , Rafanositita (selenido doble de cobre y plomo) $\text{PbSe} + \text{Cu}_2\text{Se}$ y $\text{PbSe} + \text{CuSe}$, y otro selenido $\text{CuSe}_2 + 6\text{PbSe}$, Naumannita (selenido de plata) Ag_2Se , Encairita $\text{Cu}_2\text{Se} + \text{Ag}_2\text{Se}$, sulfoselenido de mercurio $\text{HgSe} + 4\text{HgS}$, selenito de plomo PbSeO_3 .

(1) Unos químicos no atribuyen el olor al anhídrido selenioso, sino al óxido de selenio SeO que se desprenderia en cantidad corta durante la combustion,

(2) En union con cantidades variables de sulfido de selenio, selenido de cadmio y de hierro,

COMPUESTOS DEL SELENIO CON HIDRÓGENO, LOS HALÓGENOS, EL OXÍGENO Y AZUFRE.

Acido selenhídrico H_2Se .

Sin. Selenwasserstoff; selenhydric acid; acide sélénydrique.

Este cuerpo es análogo al ácido sulfhídrico. Obtiénese descomponiendo un selenido metálico por ácido diluido, ó caldando selenio en una corriente de hidrógeno; se debe recoger sobre mercurio.

El ácido selenhídrico es un gas incoloro y de olor nauseabundo. Se disuelve en el agua, mas la disolucion se descompone muy pronto al contacto del aire depositándose selenio. En las disoluciones de metales produce así como el ácido sulfúrico varias precipitaciones.

El ácido selenhídrico es un cuerpo aun mas peligroso que el ácido sulfhídrico.

Compuestos halogenados del selenio.

Cuando se calienta el fluorido de plomo en una corriente de vapor del selenio, se origina selenido de plomo y fluorido de selenio ($SeFl_4$) que se volatiliza para condensarse en forma de cristales en las partes frias del aparato.

De cloridos de selenio se han preparado dos, á saber, protoclorido de selenio ($SeCl$ ó Se_2Cl_2) y tetraclorido de selenio ($SeCl_4$). Aquel es un líquido amarillo oscuro que se forma siempre al principio de la accion del cloro con el selenio; este es un cuerpo sólido blanco cristalizabile en forma de agujas delgadas y se obtiene por el influjo prolongado del cloro sobre el protoclorido.

Un clorido de selenio correspondiente al diclorido de azufre aun no se conoce.

Anhidrido y ácido selenioso SO_2 y H_2SeO_3 (1).

Sin. Selenigsacureanhydrid, selenige Sæure; selenious anhydride, selenious acid; anhydride selenieux, acide selenieux.

El anhidrido selenioso se forma cuando arde el selenio en el aire ó en el oxígeno, sublimándose en cristales. El ácido se obtiene calentando el selenio con el ácido nítrico, ó aun mejor con una mezcla de ácido nítrico y clorhídrico y evaporando al seco.

El anhidrido selenioso es un cuerpo blanco, compacto, poco trasparente ó se presenta en formas de agujas cristalinas blancas y brillantes. Se disuelve fácilmente en agua, á la temperatura, en que hierve el ácido sulfúrico, se evapora sin fundirse ántes, dando vapores verdosos y despidiendo un olor acre y ácido.

El ácido selenioso se obtiene al evaporar sus disoluciones

• (1) La existencia de un óxido de selenio (SeO) al cual atribuyen algunos químicos el olor del selenio ardiente no es cierta.

acuosa en cristales prismáticos semejantes á los del salitre, de sabor muy ácido. Es un ácido fuerte y dibásico, que da dos series de sales; mas al paso que el ácido sulfuroso es un desoxidante poderoso, el ácido selenioso cede fácilmente su oxígeno á cuerpos oxidables. Su disolución se descompone paulatinamente ya de suyo, y á la temperatura de la ebullición pronto por el zinc, el hierro; ácido sulfúrico, depositándose selenio pulverulento (flores de selenio).

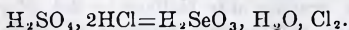
Acido selénico $H_2 Se O_4$.

Sin. Selenaeure; selenic acid; acide sélénique.

(El anhídrido aun no se ha preparado.)

Para obtener el ácido selénico se pasa por la suspensión acuosa de seleniato de plomo (1) ácido sulfhídrico; prodúcese sulfido de plomo insoluble y ácido selénico, que se concentra hasta que entra en ebullición á cosa de 280° y tiene el peso espec. 2,61. Por evaporación al aire no se puede conseguir concentración mayor, porque á 285° comienza su descomposición en ácido selenioso y oxígeno. Mas, llevando repetidas veces el ácido concentrado y caliente (260°) en el vacío de la máquina neumática, se aumenta la concentración hasta mostrar el peso esp. 2,627, el que corresponde á un contenido de 97,5 por ciento del ácido no hidratado.

El ácido selénico es un líquido muy ávido de agua, parecido en todo al ácido sulfúrico concentrado. En estado diluido disuelve el hierro y zinc con desprendimiento de hidrógeno, el ácido concentrado y calentado disuelve cobre y aun el oro, mas no el platino, transformándose una parte del ácido en ácido selenioso. Se distingue esencialmente del ácido sulfúrico por la reacción que da con el ácido clorhídrico. Pues este le lleva al estado de ácido selenioso y se transforma en agua desprendiendo cloro.



Con metales da dos clases de seleniatos, ácido y neutros, que son isomorfos con los sulfatos respectivos.

Sulfidos de Selenio.

Sin. Schwefelselen, sulphide of selenium, sulfure de sélénium.

El selenio se puede mezclar en cada proporción con el azufre, fundiendo ambos elementos. Resultan así masas homogéneas rojas, pero no se sabe si sean verdaderas combinaciones químicas. Pasando ácido sulfhídrico por la disolución acuosa de ácido selenioso, se origina un precipitado amarillo que contiene azufre y selenio en la proporción de un átomo de selenio y dos de azufre;

[1] Este seleniato se prepara calcinando un selenido metálico con nitrato de potasio, formándose seleniato potásico. Esta sal disuelta y mezclada con nitrato de plomo, da un precipitado de seleniato de plomo, que se lava.

mas con este precipitado léjos de ser una combinacion no es, segun H. Rose, sino una mezcla mecánica de azufre y selenio.

Oxíclorido de selenio.

Sin. Selenoxichlorid; oxychlorido of selenium; oxychlorure de sélénium.

Al calentar tetraclorido de selenio y anhídrido selenioso en tubos de vidrio cerrados por ambos extremos á la lámpara de esmaltador, se forma un líquido amarillento cuya composicion se espresa por SeOCl_2 . Por consiguiente se llama *anhídrido cloroselenioso*. Su peso esp. es 2,44; hierve á 220° ; con agua se descompone en ácido selenioso y ácido clorhídrico.

Los ácidos selenotiónicos.

Siendo el selenio tan semejante en sus combinaciones al azufre tentaron los químicos prepararse todos aquéllos ácidos del selenio que corresponden á los numerosos del azufre. Pero no consiguieron mas que sustituir en los ácidos tiónicos ó en los tionatos uno ú otro átomo de azufre por átomos de selenio. De tal modo prepararon:

Selenhiposulfitos M_2SeSO_3 , á los cuales correspondería el *ácido selenhiposulfuroso* (selenoditionoso) H_2SeSO_3 , que sin embargo aun do se ha aislado.

Selenotritionatos $\text{M}_2\text{SeS}_2\text{O}_6$, que corresponden á un *ácido selenotritiónico* $\text{H}_2\text{SeS}_2\text{O}_6$.

Teluro Te.

Sin. Tellur, tellurium, tellure.

El teluro se prepara muy fácilmente del telurido de bismuto por un método enteramente análogo al dado para obtener selenio del selenido de plomo.

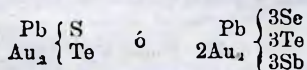
El teluro preparado de tal manera, contendrá casi siempre impurezas de selenio, que suele acompañar á los minerales de teluro naturales. Se le quita destilando el teluro en una corriente de hidrógeno y transformando así el selenio en ácido selenhídrico, que se volatiliza.

El teluro tiene un aspecto completamente metálico, semejante á la plata, cristaliza fácilmente en el sistema romboédrico hexagonal, siendo isomorfo al arsénico, antimonio y bismuto. Es muy quebradizo y se pulveriza con facilidad. Conduce mal el calor y poco la electricidad, frotado con lana se vuelve electrizado. Su peso específico es 6,183, el atómico 129. Parece ofrecer el fenómeno de alotropía, así como el azufre y selenio, mas aun no está bastante estudiado este asunto. Se funde á $420-500^\circ$, en calor rojo se le puede destilar, formándose vapores amarillos verdosos. La densidad de vapor presenta la misma particularidad que las del azufre y selenio, haciéndose constante é igual á 128 hacia 1400° .

El telurio se disuelve así como el selenio en el ácido sulfúrico concentrado, sin cambiarse químicamente, diluyendo la disolución con agua se precipita en polvo fino. Esta propiedad distingue el telurio de todos los metales, pues ninguno se disuelve en ácido sulfúrico sin mudarse químicamente.

El telurio se combina indirectamente con el hidrógeno para dar el ácido telurhídrico H_2Te , con el cloro y bromo se une directamente produciendo compuestos análogos á los del azufre y selenio. Calentado al contacto del aire se enciende y arde con llama azul cuyo borde es verdoso, desprendiéndose un olor de telurio que espesa en un olor poco ácido (1). El ácido nitrótico caliente disuelve el telurio en estado de ácido teluroso. Se disuelve igualmente en las disoluciones calientes y concentra las de hidróxido de potasio ó sodio y en las de carbonato de sodio y potasio produciendo teluridos y teluritos, mas enfriándose estas disoluciones ó diluyéndolas con agua desaparece su color rojo y se precipita todo el telurio completamente. Fundido con nitrato de sodio y potasio da los teluratos respectivos.

Estado natural. El telurio es un elemento muy escaso en la naturaleza y se encuentra á menudo junto al selenio y azufre. Se halla en estado nativo ó en combinacion con el oro, plomo, bismuto, plata, principalmente en Transilvania (Marialulf cerca de Zathna), en Hungría (cerca de Chemnitz) y en las minas de Savodinskoi en el Altai. Los minerales de telurio son: telurio nativo, cristalino romboédrico ó no cristalino y mezclado con cortas cantidades de antimonio, arsénico y bismuto ó con oro, azufre, hierro; Altaita ($PbTe$), Hessita (Ag_2Te), telurido doble de plomo y plata ($PbTe + Ag_2Te$), Tetradimita que es una mezcla de los metales isomorfos: telurio, bismuto, selenio, sin ó con azufre en diferentes proporciones, Silvanita (oro gráfico) ($Ag_2Te_3 + Au_2Te_3$), Muellerina (oro blanco) ($2RTe_3 + RTe_4$, siendo $R=Au, Ag, Pb$), Nagyagita



COMPUESTOS DEL TELURIO CON EL HIDRÓGENO, LOS HALÓGENOS, CON EL OXÍGENO Y EL AZUFRE.

Acido telurhídrico H_2Te .

Sin. Tellurwasserstoff; tellurhydric acid; acide tellurhydrique.

Este ácido se prepara como el ácido selenhídrico tratando un telurido metálico con un ácido diluido. Es un gas incoloro de olor fétido, soluble en agua. Es descomponible por el aire, fórmase agua con aislamiento de telurio. De las disoluciones metálicas precipita teluridos insolubles, mas no de las de los metales alcalinos y tierra-alcálinos.

(1) El olor de rábanos podridos que se atribuye á veces al telurio ardiente, no conviene á él sino al selenio que contiene.

Cloridos de teluro.

Conocemos dos cloridos de teluro: el *diclorido* TeCl_2 y el *tetraclorido* TeCl_4 . Este se obtiene caldeando ligeramente el teluro en una corriente de cloro seco, hasta que se haya transformado en un líquido transparente de color amarillo oscuro. Al enfriarse toma color amarillo claro y solidificándose se cambia en una masa blanca cristalina, muy delieuescente y poco estable.

El diclorido se obtiene destilando una mezcla de partes iguales de tetraclorido y teluro. Es un cuerpo negro, de fractura térrea. Se funde y volatiliza con mas facilidad que el tetraclorido, su vapor es purpúreo al contacto del aire mas amarillo con esclusión de este.

Bromidos de teluro.

El *tetrabromido de teluro* TeBr_4 se prepara disolviendo teluro pulverizado en un exceso de bromo bien enfriado y evaporando en seguida el bromo sobrante en un baño de agua. El tetrabromido presenta un cuerpo sólido amarillo, fundiéndose en calor da un líquido rojo oscuro, que al enfriarse se cristaliza. También puede sublimarse.

El *dibromido de teluro* TeBr_2 se obtiene como el diclorido, á que es enteramente análogo.

Iodidos de teluro.

Iodo y teluro pueden mezclarse en estado fundido en toda proporción, mas calentando tal mezcla con cuidado se volatiliza el iodo y queda un compuesto de la fórmula TeI_2 , el *diiodido de teluro*. Es negro, fusible y puede sublimarse en copos cristalinos. No se descompone al contacto del agua.

Tetraiodido de teluro TeI_4 se obtiene digiriendo polvo fino de anhídrido teluroso con ácido iodhídrico. Preséntase en granos negros muy descomponibles. Con agua hirviendo da una disolución parda y queda insoluble un iodido básico, gris parduzco (1).

Disolviendo el anhídrido telúrico en ácido iodhídrico, forma-se una disolución parda, que consideran como la disolución de *hexaiodido de teluro* TeI_6 (2).

(1) El anhídrido teluroso se disuelve también en el ácido fluorhídrico. Muchos químicos suponen en tal disolución la presencia de *tetrafluorido de teluro*, TeF_4 . Evaporando la disolución en el baño de agua se obtiene un líquido siruposo, que deja al enfriarse depositarse cristales, cuya composición aun no se conoce.

(2) Todos los compuestos halogenados de teluro se unen fácilmente con los mismos compuestos metálicos para formar moléculas dobles, v. gr. $\text{Al}_2\text{Cl}_6 + \text{TeCl}_4$, $2\text{KBr} + \text{TeBr}_4 + 3\text{Hg}$.

Anhidrido y ácido teluroso TeO_2 , y H_2TeO_3 .

Sin. Tellurigsaeureanhydrid, tellurige Saure; tellurios anhydrid, tellurios acid; anhydride tellureux, acide tellureux.

El *anhidrido teluroso* se obtiene diluyendo una disolución hirviendo de tetraclorido de teluro con agua hirviendo; se precipita entonces al enfriarse la disolución en forma de cristallitos. También se precipita de la disolución acuosa del ácido teluroso cuando se la caldea hasta 40° .—Es poco soluble en agua y no da ni reacción ácida ni alcalina con los papeles de tornasol, es fusible y volátil. Al calentar toma color amarillo de limón, que desaparece al enfriarse; fundido presenta un líquido amarillo oscuro que solidificándose da una masa cristalina blanca.

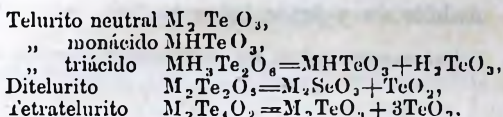
El *ácido teluroso* se precipita siempre cuando se disuelve el tetraclorido de teluro en agua fría. También se le obtiene descomponiendo la disolución de telurito de potasio por ácido nítrico en exceso, ó echando una disolución de teluro recién preparada con ácido nítrico en agua (1).

El ácido teluroso es un polvo flojo terreo y blanco de sabor amargo, metálico. Se disuelve más fácilmente en agua que el anhidrido y pone rojos los papeles azules de tornasol. Si se quiere secar el ácido húmedo en calor débil se vuelve granuloso, pues desprendiendo agua se muda en anhidrido. Los ácidos disuelven el ácido por lo común fácilmente, al paso que no atacan sino muy poco al anhidrido. Las disoluciones ácidas, excepto las con ácido nítrico, contienen compuestos salinos de teluro (2), y no se descomponen de suyo. De la disolución en ácido clorhídrico, que contiene clorido de teluro, precipita el agua ácido teluroso, asimismo obran las disoluciones de los hidróxidos y los carbonatos de sodio y potasio. El ácido sulfúrico precipita de la misma disolución sulfido de teluro pardo, soluble en sulfido de amonio.

El ácido teluroso se disuelve fácilmente, también en las disoluciones acuosas de los hidróxidos y carbonatos alcalinos formando teluritos. Los teluritos que pueden dar no solo con los metales alcalinos sino también con los demás, son muy varios. Conocemos, pues, fuera de las sales neutrales y monácidas también triácidas, y sales ácidas llamadas diteluritos y tetrateluritos. Espresando el metal de las sales por M que significa la atomicidad metálica, tenemos la siguiente serie de sales derivadas del ácido teluroso:

(1) El teluro se disuelve en ácido nítrico del peso esp. 1,250 en forma de ácido teluroso con viva efervescencia. Solo si inmediatamente despues de efectuarse la disolución se le echa en agua, se consigue la precipitación del ácido teluroso; pues despues de algunas horas ó al calentar despues de 15 minutos, la disolución deja caer anhidrido teluroso.

(2) De esto se ve que el teluro en tal caso se comporta como los metales.



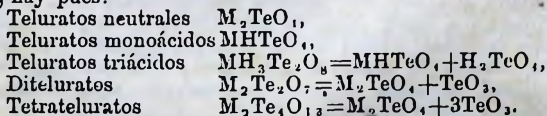
Anhídrido y ácido telúrico. TeO_3 y H_2TeO_4 .

Sin. {*Tellursaeureanhydrid, Tellursaeure; telluric anhydride; telluric acid; anhydride et acide tellurique.*

El *Anhídrido telúrico* se obtiene calentando el ácido telúrico en forma de una masa amarilla naranjada insoluble en agua fría y caliente, mas soluble en ácido clorhídrico frío y nítrico caliente y en las disoluciones de hidróxido potásico y sódico. En calor rojo pierde oxígeno y se transforma en anhídrido teluroso.

El *Acido telúrico* se prepara fundiendo ácido teluroso con clorato ó hidróxido de potasio, y precipitando despues por medio de clorido de bario seleniato de bario, que tratado con una mezcla de 1 parte de ácido sulfúrico y 4 de agua da sulfato de bario insoluble y ácido telúrico. La disolucion acuosa se concentra en un baño de agua, y luego se la deja evaporar espontáneamente para que se cristalice el ácido. Los cristales se pulverizan y se lavan con alcohol para quitarles todo el ácido sulfúrico, y se repite, en fin otra vez la cristalización.

De tal modo se obtiene el ácido telúrico en cristales considerables monoclinos semejantes á los del yeso natural, solubles en agua é insolubles en alcohol concentrado. Tienen un sabor poco, ácido parecido al del nitrato de plata, su peso espec. es 2,34. Contienen agua y espésase su composición por $H_2TeO_4 + 2H_2O$. A poco mas de 100° pierden las dos moléculas de agua, conservando su forma cristalina y se vuelven muy poco solubles en agua. Caldeándoles mas fuertemente se transforman en anhídrido telúrico de color hermoso naranjado, sin perder aun en este cambio su forma cristalina. Con hidróxidos y carbonatos alcalinos dan teluratos. Los teluratos dejan ver la misma variedad que los teluritos, hay pues:



Sulfidos del teluro.

Sin. *Schwefeltellur; sulphide of tellurium; sulfure de tellure.*

Los dos sulfidos que conocemos corresponden en su composición á los anhídridos teluroso y telúrico, con los teluridos metálicos engendran sales que pueden considerarse como teluritos y teluratos, cuyo oxígeno está reemplazado por azufre.

Disulfido de teluro ó anhídrido sulfoteluroso, TeS_2 , se precipita

cuando se pasa una corriente de ácido sulfhídrico por la disolución del ácido teluroso. Tal precipitado tiene color pardo y se disuelve en las disoluciones de los hidrosulfidos metálicos formando *sulfoteluritos* = M_2TeS_3 .

El *trisulfido de teluro ó anhídrido sulfotelúrico* TeS_3 se obtiene saturando una disolución de ácido telúrico con ácido sulfúrico y guardándola en frascos bien cerrados por algún tiempo en un lugar ligeramente calentado. Poco á poco se cubren las paredes interiores con una capa delgada de brillo metálico, la que es el mismo trisulfido. Este forma en las disoluciones de los hidrosulfidos metálicos *sulfoteluratos* = M_2TeS_4 .

Selenio y teluro.

Ambos elementos se pueden mezclar en toda proporción fundiéndolos juntos, y dan masas grises de acero, de fractura cristalina. Aun no se sabe si de tal manera se formen combinaciones químicas ó solamente agregados físicos.

Oxícloridos y sulfóridos de teluro aun no se han preparado.

ADVERTENCIAS GENERALES

ACERCA DE LOS ELEMENTOS DEL GRUPO SEGUNDO.

En la esplicacion de los cuatro elementos: oxígeno, azufre, selenio, teluro se nos han ofrecido tantas analogías y semejanzas químicas y también físicas, que ya no será mas necesario probar su pertenencia á una y misma familia natural. Pero así como en el primer grupo los tres últimos elementos, el cloro, bromo y iodo se acercan mucho mas entre sí que al fluor (pág. 84 y 85), así también vemos en este segundo grupo una semejanza mucho mayor entre los elementos, azufre, selenio y teluro que entre estos y el oxígeno.

Todos los compuestos que forma el azufre, selenio y teluro son análogos, así los ácidos sulfhídrico, selenhídrico, telurhídrico no solo tienen las mismas fórmulas sino también las propiedades parecidas: todos son ácidos flojos, y están dotados de un olor desagradable de huevos ó repollos podridos, son muy venenosos, se inflaman al contacto de una bujía y se disuelven en corta cantidad en el agua, sus disoluciones son descomponibles por el aire con formación de agua y libertad del elemento negativo.—Al arder en aire ú oxígeno el azufre, selenio y teluro forman los anhídridos sulfuroso, selenioso, teluroso, que por el influjo de oxidantes se cambian en ácidos sulfúrico, selénico y telúrico; las sales derivadas de estos ácidos son todas isomorfas.

La naturaleza misma nos enseña la propinqua afinidad que media entre estos tres elementos, reuniéndoles en los mismos lugares y aun los mismos minerales.

El oxígeno, aunque mas diferente, ofrece sin embargo todavía tantas analogías, que no se puede dudar, de que represente un miembro de esta misma familia natural. Pues con el hidrógeno forma un compuesto que si no es ácido, mas se espresa por una

fórmula análoga al ácido del sulfhídrico &a. El carbon y los metales arden en el vapor de azufre como en el oxígeno, formando compuestos análogos, el carbon da anhídrido sulfocarbónico, análogo al anhídrido carbónico; los metales forman sulfidos que por sus propiedades químicas se asemejan á los respectivos óxidos.

Tambien este grupo nos deja ver, así como el primero, que con el peso atómico aumentando los elementos se acercan gradualmente mas á los metales, y cambian las propiedades físicas proporcionalmente al aumento del peso atómico.

	O	S	Se	Te
Peso atómico	16	32	79	128
peso espe (gas)	16	32	79	128
peso esp. (sólido)		2,05; 1,9; 1,8	4,80; 4,28	6,2
temperatura de ebullicion	448°		700°	calor rojo.
temperatura de fusion	115°		217°	cosa de 350°c.

En fin, encontramos tambien aquí remarcables relaciones entre los pesos atómicos, que sin duda se fundan en una cierta ley natural aun no descubierta, pues tenemos (cfr. pág. 85):

Oxígeno=16,
 Azufre =16+16=32
 Selenio =16+4.16=80 (en vez de 79)
 Teluro =16+7.16=128

Ademas:

$$\frac{32 + 128}{2} = 80.$$

CAPITULO IV.

LOS ELEMENTOS ELECTRONEGATIVOS TRIVALENTES: NITRÓGENO, FÓSFORO, ARSÉNICO, ANTIMONIO, BISMUTO;—URANIO, VANADIO, TANTALO, NIOBIO.

ARTICULO I.

NITRÓGENO Y SUS COMPUESTOS CON LOS ELEMENTOS DE LOS DOS GRUPOS ANTERIORES.

• Nitrógeno N.

Sin. Azoe (Az); Stickstoff; nitrogen; azote, nitrogène.

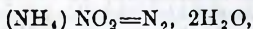
1° PREPARACION.—El nitrógeno se saca ordinariamente del aire atmosférico, del cual forma $\frac{1}{5}$ en volúmen, utilizando la afinidad de los cuerpos combustibles por el oxígeno. Los principales métodos empleados son los que siguen.

a) *Por el fósforo.*—En una copelita de barro situada en un gran tapon de corcho, que flota en la superficie de una cuba de agua (fig. 52), se pone un pedazo de fósforo, se le inflama y se cubre todo con una campana. El fósforo arde á espensas del oxígeno del aire produciendo polvos blancos de anhídrido fosfórico, que se disuelven paulatinamente en el agua. A los pocos instantes se apaga el fósforo, se aclara la atmósfera y sube el agua en la campana segun se va enfriando el gas.—El nitrógeno así preparado no está completamente puro, pues contiene todavía una corta cantidad de oxígeno (pág. 92) y anhídrido carbónico. Para purificarle se meten en la campana barras de fósforo, donde se les deja varias horas. En seguida desaparecen los vapores fosforosos por algunas burbujas de cloro, que forman clorido de fósforo absorbible por el agua. Por último agitando el gas con una disolución de hidróxido de potasio se le quita el exceso de cloro agregado y todo el ácido carbónico.

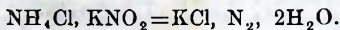
b) *Por el cobre.* Un procedimiento que da mas fácilmente nitrógeno puro, consiste en pasar por un tubo de vidrio ó porcelana que contiene cobre y está calentado al rojo aire privado ántes de su anhídrido carbónico; el cobre se apodera del oxígeno y el nitrógeno se desprende puro.

c) *Por una disolución alcalina de ácido pirogálico.* Este ácido en presencia de un exceso de hidróxido de potasio goza de la propiedad de absorber el oxígeno y el anhídrido carbónico. Poniendo por tanto en contacto sobre la cuba de mercurio aire y esta disolución, no queda en el frasco nada sino nitrógeno.

En vez de sacar el nitrógeno del aire se le puede extraer muy puro tambien de diferentes compuestos nitrogenados, p. ej. del *nitrito de amonio* y del *clorido de amonio*. De aquel se le prepara calentando la sal en una pequeña retorta de vidrio, el oxígeno y el hidrógeno, abandonando el nitrógeno, se combinan y forman agua.



Por falta de nitrito de amonio se puede calentar una mezcla de clorido de amonio con nitrato de potasio:



Ya llevamos dicho (pág. 65) que el cloro introducido en una disolución de amoniaco pone en libertad el nitrógeno. Tambien esta reaccion se utiliza para obtener nitrógeno, solo se ha de atender en tal preparacion, que el amoniaco se halle siempre en exceso: pues descuidándose de esta precaucion se formaria un cuerpo, el clorido de nitrógeno, sumamente peligroso por la facilidad y vehemencia con que detona rompiendo todos los vasos.

2º PROPIEDADES FÍSICAS.—El nitrógeno es un gas incoloro, que hasta el dia no se ha podido ni liquidar ni solidificar. Su peso atómico es 14, el peso específico 14 ó 0,9713.

Absorción y disolución. 100 volúmenes de agua absorben á 0° 2,035, á 5° 1,794 á 15° 1,478 á 20° 1,403 vol. de nitrógeno. El alcohol absorbe un poco mas.

3° PROPIEDADES QUÍMICAS. El nitrógeno es un elemento tri- y pentatómico. Es distinguido por su indiferencia é inactividad química. Se combina rara vez y entonces solo con mucha dificultad directamente con otros elementos, además en todos aquellos casos de combinacion directa en vez de desarrollar calor, le absorbe. Con el hidrógeno produce un cuerpo muy básico, el amoníaco (NH_3), mas directamente y con lentitud solamente por influjo de chispas eléctricas ó encontrándose ambos elementos en estado de nacimiento (pág. 16). Con cloro, bromo y iodo se une solo por via indirecta, formando compuestos muy inestables y sumamente explosivos. Una serie de chispas eléctricas determina tambien la combinacion directa del nitrógeno con el oxígeno en el globo A (fig. 52), como lo dejan ver los vapores rutilantes que se producen en el momento que comienzan pasando las chispas. Si los gases están secos se forma peróxido de nitrógeno, si se da algo de agua en el fondo del globo se engendra ácido nítrico. El nitrógeno y el oxígeno del aire se combinan igualmente bajo el influjo de la electricidad atmosférica en presencia del vapor de agua y dan ácido nítrico, el cual se une con el amoníaco, cuyo origen será indicado mas adelante; de aquí la existencia del nitrato de amoníaco que contienen á menudo las aguas de tormenta. La presencia de hidróxido de potasio y sodio favorece la oxidacion de nitrógeno bajo la influencia de chispas eléctricas, asimismo parecen causar la oxidacion de este elemento en presencia de sustancias porosas (nitrificacion natural). [Véase tambien pág. 16, 7°].

A una temperatura debidamente elevada el nitrógeno se une directamente con boro, titano, magnesio y algunos otros metales.

No pudiendo unirse el nitrógeno con los combustibles, claro es que apaga los cuerpos en combustion, y por no unirse con ningun otro cuerpo produciendo luz y calor, no es tampoco un combustible.

4° PROPIEDADES FISIOLÓGICAS.—El nitrógeno, no tiene ni olor, ni sabor; aunque en una atmósfera de nitrógeno mueran paulatinamente todos los animales, sin embargo él no es un veneno, porque no influye de una manera positivamente dañosa, sino escluyendo únicamente el oxígeno absolutamente necesario para toda vida animal.

5° ESTADO EN LA NATURALEZA.—Nitrógeno puro, no mezclado con otros gases nunca se encuentra en la naturaleza sino en algunos casos muy escepcionables, p. ej. en ciertas minas, en que los minerales (sulfido de hierro y cobre) oxidándose aislan el nitrógeno. No en el estado de combinacion química, mas en el de íntima mezcla con oxígeno y cortas porciones de anhídrido carbónico existe en el aire atmosférico, de que trataremos con mas diffusion en otro lugar. Una cantidad considerable de nitrógeno químicamente fijado encierran los nitratos (1) del reino mineral y sobre todo los animales y plantas del reino orgánico. En los animales principalmente contienen las sustancias importantísimas, como los principios inmediatos de la sangre, de los músculos, nervios &c.

(1) Por ser un constituyente de salitre natural [=nitrum] se le dió el nombre de nitrógeno, el que significa que engendra el salitre.

mucho nitrógeno. Él se encuentra también en el hierro meteorico.

COMPUESTOS ENTRE NITRÓGENO É HIDRÓGENO.

Amoníaco NH_3 .

Sin. Alkali volátil, espíritu de sal amoníaco; ammoniak, Salmiakgeist; volatile alkali, ammonia; ammoniacque, alcali volatil.

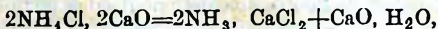
1º PREPARACION.—Para preparar el gas amoníaco se mezclan íntimamente pesos iguales de sal amoníaco (clorido de amonio) é hidróxido de calcio, pulverizada ántes; se introduce la mezcla en un globo (A) (fig. 54) y se acaba de leñar con fragmentos de cal viva. Pónese el globo en comunicacion con la parte inferior de una probeta de pié tubulada B, que contiene peduzos de hidróxido de potasio destinados á secar el gas, que un tubo abductor conduce en seguida á la cuba de mercurio C. La reaccion empieza á la temperatura ordinaria y se le activa calentando el globo.

Si se quieren preparar cantidades considerables del amoníaco, por ejemplo, con el objeto de obtener una disolucion amoniacal acuosa para el laboratorio, se obra de un modo poco diferente, porque el método indicado no permite sacar todo el amoníaco del clorido de amonio. Lo mas ventajoso es emplear vasijas de hierro que permiten calentar fuertemente y dejan quitar el residuo de la operacion sin peligro de romper el vaso (1). En la vasija A (fig. 55) de hierro colado se da clorido de amonio pulverizado (4 partes) y óxido de calcio (5 partes) apagado con agua, y se le mezcla mediante una barra de hierro ó leña. Luego se añade tanto de agua que se necesita para transformar la mezcla en una masa húmeda que comienza á volverse pastosa; se cierra

(1) Por una parte es muy difícil calentar la mezcla seca de clorido de amonio y cal, apagada en tal grado, que la descomposicion de aquel se haga de una manera completa, y efectuando la operacion en vasos de vidrio, las paredes de ellas se ablandarian ántes de que todo el amoníaco se haya espelido. Verdad es que la adicion de agua á la mezcla facilita el desprendimiento del gas. Mas por otra parte también esto tiene su inconveniente. Pues como la reaccion entonces se hace no segun la fórmula:



sino, segun esta:



no se podrá sacar todo el clorido de amonio fácil y completamente, sino tomando para 4 partes de clorido de amonio 5 de calcio. Pero en este caso el residuo de la preparacion en el vaso de desprendimiento no se disuelve casi nada en agua y ácidos, y se adhiere tan fijamente á las paredes del vaso, que no se puede quitar sino por manejos mecánicos, los que romperian sin falta los vasos de vidrio. Así es que no hay otra eleccion sino entre vasos de hierro con observacion de las proporciones puestas arriba para lograr todo lo posible, y vasos de vidrio tomando una mezcla de iguales partes de clorido de amonio y óxido de c. l con pérdida de amoníaco.

con la tapa (c) aplicando á las junturas un cemento hecho de aceite de linaza y de creta ó minio. Unese la vasija de desprendimiento por medio del tubo de plomo (d) con un frasco lavador que contiene muy poco de agua; este á su vez lleva un balon tubulado K, de donde se conduce el gas á través del refrigerante de Liebig D al recipiente (E) el que se ha de enfriar continuamente por agua fría, que se deja fluir por los agujeritos del tubo de plomo (n).

Poniendo en el recipiente 2,8 partes de agua, resulta una disolución amoniacal que contiene de amoníaco 30 por ciento, mas con 4,8 partes de agua una de 20 por ciento, y con 10,8 de agua tal de 10 por ciento, la que basta por lo común para los fines del laboratorio. Siendo mas ligera la disolución amoniacal que el agua, debe cuidarse que el tubo conductor del gas entre hasta el fondo del vaso. La boca del recipiente se cubre con una vejiga agujereada por un alfiler.

Durante toda la operación se mantiene una temperatura poco subida. Al principio se desprende únicamente amoníaco, mas hácia el fin pasan juntamente muchos vapores de agua y entonces se ha de enfriar bien con el refrigerante de Liebig. Si se condensasen demasiado vapores de agua en el frasco lavador C, se la puede dejar fluir de cuando en cuando por el tubo h.

Suelen emplearse para preparar la disolución amoniacal tambien sulfato de amonio (1) y cal apagada. Este sulfato se prefiere al clorido porque no es tan caro; pero como es ménos puro, se deberá poner en el frasco lavador una disolución de hidróxido de potasio destinada á retener el anhídrido carbónico procedente del carbonato de amonio mezclado en el sulfato.

En la industria se obtiene esta disolución calentando con cal en calderas de hierro colado las aguas amoniacales, que resultan de la fermentación de las orinas y las que provienen de la epuración del gas del alumbrado ó de la destilación de la ulla en los hornos.

2.^o PROPIEDADES FÍSICAS.—El gas amoníaco es incoloro. Su densidad es 8,5, su peso molecular 17. El gas se liquida bajo la presión atmosférica ordinaria á -40° , ó á la temperatura ordinaria bajo la presión de 7 atmósferas. El amoníaco líquido es incoloro, tiene una densidad igual á 0,73 y hierve á -34° . Este se solidifica sometiéndole á una evaporación rápida en el vacío, y presenta entonces una masa blanca, trasparente y cristalina, que se funde á -75° .

Para practicar la liquidación del amoníaco se pone clorido de plata en un tubo de vidrio fuerte encorvado (fig. 41) que se enfria á 0° y absorbe gas amoníaco hasta la saturación; el tubo se cierra en seguida á la lámpara. Cuando se quiere operar se calienta á 40° uno de sus extremos que contiene el compuesto de clorido de plata con amoníaco, mientras otro está sumergido en el hielo. El amoníaco se desprende del clorido de plata, y se liquida,

(1) Aun mejor una mezcla de sulfato clorido de amonio en la proporción de 7, y 13, á la cual se añaden 20 partes de cal apagada con 8 de agua y otras 16 partes de agua.

poco á poco en la rama fria por la presion que ejerce en sí mismo. La liquefaccion empieza al punto que la fuerza elástica del gas es igual á 4 atmósferas, por falta de hielo se calienta el clorido de plata amoniacal á 56-60° dejando la otra estremidad del tubo á la temperatura de 13 á 15°.

DISOLUCION Y ABSORCION. El amoniaco es muy soluble en el agua, que absorbe á 0° 813, á 15° 727, á 20° 654 veces su volumen (1). La disolucion calentada pierde todo su gas ya ántes de haber llegado á 70°. La tension del gas emitido por la disolucion á una temperatura determinada varía con el grado de su concentracion, y por lo mismo no hay formacion de un hidrato de amoniaco (pág. 113). Espuesta en el vacío abandona igualmente todo el gas que contenia. Para demostrar la suma solubilidad del gas amoniaco se sumerge en un barrefio lleno de agua una probeta llena de este gas y apoyado en mercurio contenido en un platillo. Si se levanta la probeta de modo que su abertura, sumergida hasta entónces en el mercurio, se encuentre en contacto con el agua, este líquido se precipita en la probeta y rompe á menudo su vértice, cuando el gas es perfectamente puro. Basta que haya un poco de aire para disminuir la violencia del choque, formando este aire por su fuerza elástica una especie de colchon que amortigua el golpe. Puede tambien hacerse la esperiencia del modo que hemos indicado (pág. 70).

Un trozo de hielo se funde rápidamente en el amoniaco absorbiendo el gas.

Tambien el alcohol y éter disuelven cantidades notables del gas amoniaco.—Le absorbe igualmente el carbon de leña de que á la temperatura de 0° cinco decigramos condensan hasta 97 centímetros cúbicos del gas.

3° PROPIEDADES QUÍMICAS.—El amoniaco debe su carácter eminentemente básico á la condensacion de tres átomos de hidrógeno poco básico por medio del nitrógeno indiferente; y es muy curioso que tal combinacion que segun parece satura muy poco las afinidades de sus componentes, goza de tan grande estabilidad. Pues no se descompone sino bajo la influencia energética de una larguísima serie de chispas eléctricas, ó de un calor intenso, pasando, por ejemplo, el gas por entre un tubo de porcelana lleno de fragmentos de la misma materia y calentando hasta el blanco en un *hornillo de reverbero* (fig. 56),

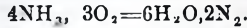
El cloro, bromo y iodo obran sobre el amoniaco con mucha energía. Ya (pág. 65 y 197) tenemos indicada la accion del cloro sobre la disolucion acuosa del amoniaco; si se penetra en un frasco lleno de cloro un tubo delgado, por el cual se desprende gas amoniaco, la reaccion es mucho mas viva: el chorro se inflama espontáneamente y se producen vapores blancos de sal amoniaco. Asimismo influye el bromo. El iodo descompone el amoniaco en temperatura subida produciendo nitrógeno y ácido iodhídrico, mas conduciendo el gas amoniaco sobre iodo enfriado forma-

(1) El volumen del agua se aumenta notablemente con la absorcion del gas, por esto el peso específico de la disolucion amoniacal es tanto menor cuanto mas concentrado está.

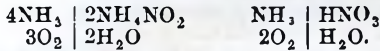


se un líquido negro, que al contacto del agua da iodido de nitrógeno, iodido de amonio é hidrógeno.

El gas amoniaco no reacciona con el oxígeno en la temperatura ordinaria; pero, mientras que no arde al contacto del aire y de un cuerpo inflamado, se enciende y arde con una llama blanca verdosa cuando se le introduce en un frasco lleno de oxígeno por un tubo de pequeño diámetro á cuyo orificio se aproxima una luz (1). Una bujía encendida ó una chispa eléctrica determina en una mezcla de 3 volúmenes de oxígeno y 4 de gas amoniaco una fuerte detonacion con formacion de vapor de agua y nitrógeno:



Hay oxidacion á la par del hidrógeno y nitrógeno con formacion de nitrito de amonio cuando llega una corriente rápida de oxígeno á una disolucion caliente de amoniaco por encima de la cual está suspendida una espiral de platino. Una oxidacion aun mas completa y produccion de ácido nítrico se tiene al pasar una mezcla de gas amoniaco y oxígeno en exceso por musgo de platino ó amianto platinado ligeramente calentado. He aquí ambas reacciones:

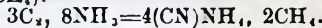


Tambien con el azufre obra el amoniaco directamente: la flor absorbe paulatinamente este gas y en calor se forma sulfido de amonio con desprendimiento de nitrógeno. La disolucion amoniaca acuosa no reacciona con el azufre sino á una temperatura que pasa 75°, formando sulfidos de amonio. Asimismo influye con el selenio. El fósforo seco absorbe poco á poco el gas amoniaco cambiándose en un cuerpo oscuro pulverulento, caldeado con la disolucion amoniaca desprende algo de fosfido de hidrógeno produciendo un óxido del fósforo amoniaca. Cuando se calienta el boro en una corriente de amoniaco seco, él se inflama y se uno con el nitrógeno poniendo en libertad el hidrógeno. El carbono enrojecido en un tubo de porcelana descompone una corriente de gas amoniaco, dando hidrógeno y ácido cianhídrico que se combina con otra parte del gas amoniaco para formar cianido de amonio:



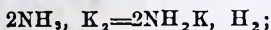
(1) Puede practicarse tambien este experimento hirviendo en un matraz de cuello ancho una disolucion amoniaca muy concentrada y conduciendo del gasómetro en el mismo líquido hirviendo una corriente de oxígeno puro. Acercando á la boca del matraz una bujía ardiente, se inflama la mezcla de amoniaco y oxígeno y sigue quemándose hasta que se ha espelido todo el amoniaco.

(2) Segun Kuhlmann se formaria en tales circunstancias tambien gas de los pantanos (CH_4):

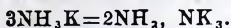


En cada caso siempre una parte del amoniaco se desdobra y desprende nitrógeno libre.

Los metales alcalinos reemplazan el hidrógeno cuando se les calienta en una atmósfera de amoníaco, produciendo amidos.

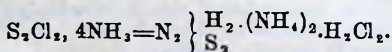


y este amido potásico se cambia en calor fuerte en nitrido potásico:

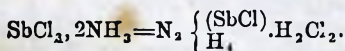
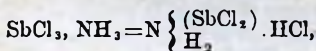


Cuando se vierte amoníaco en torneaduras de cobre contenidas en un embudo, al contacto del aire se produce una doble oxidación, la del cobre y la del amoníaco, obteniéndose un licor azul que encierra nitrito de cobre. La disolución amoniacal acuosa disuelve fácilmente el clorido de plata y el óxido é hidróxido de cobre.

Muy complicadas y varias son las reacciones que el amoníaco verifica con cuerpos compuestos, y aun mas complejos los productos de ellas. Empero teniendo este asunto mas interes teórico, que práctico, no entraremos aquí en su esposición, sino mencionaremos solamente la acción entre el amoníaco y los cloridos, é indicaremos sumariamente su influjo para con las sustancias orgánicas. Los cloridos, bromidos y iodidos metálicos, y tambien muchos de los no metálicos, absorben el gas amoníaco, produciendo verdaderas combinaciones y no solo simples uniones físicas. El protoclorido de azufre, por ejemplo, da con amoníaco el compuesto:



El clorido de antimonio forma dos diferentes combinaciones:



El clorido de plata en particular absorbe hasta 320 volúmenes del gas á la temperatura de 0° teniendo por fórmula el compuesto formado á esta temperatura (3NH₃AgCl). Mas cuando se absorbe el gas amoníaco por el clorido de plata á unos 25°, se obtiene un compuesto, cuya fórmula es 3NH₃.2AgCl. Cada uno de estos compuestos emite gas cuya tensión es constante á una misma temperatura y crece progresivamente cuando esta se eleva. Por esta razon se emplean estos compuestos para liquidar el amoníaco; pero mientras basta calentar el primero á cosa de 55° cuando se mantiene á 13°, 5 la segunda rama (pág. 200), es necesario, si se opera con el segundo, calentar á 103°.

De la propiedad del amoníaco de formar con los ácidos sales amoniacales isomorfas á las del potasio, en las cuales se supone la existencia de un radical NH₄, llamado amonio, hablaremos en el segundo tratado de esta parte especial.

En la medicina, la disolucion amoniácal se utiliza contra las picaduras de abispa, mosquito ó las mordeduras de víbora &c. Algunas gotas de la disolucion concentrada en el agua, dan un líquido capaz de detener los efectos de la embriaguez y destruir la hinchazón (meteorización) producida por el anhídrido carbónico en los herbívoros que han comido mucho forraje verde y húmedo.

El amoniaco es, en fin, uno de los reactivos mas empleados en los laboratorios.

6° ESTADO DE LA NATURALEZA.—Amoniaco, libre ó en estado de carbonato y sulfido de amonio, toma origen en muchas circunstancias: es uno de los productos constantes de la descomposicion espontánea de las materias orgánicas (restos orgánicos, estiércoles, inmundicias, orinas &c), se produce tambien en la combustion de diferentes sustancias orgánicas, por ejemplo, de la ulla. El aire exhalado por la respiracion contiene cantidades minimas de amoniaco.

Prodúcese el amoniaco cada vez que el hidrógeno naciente se halla con el nitrógeno: cuando se oxida el hierro al contacto del aire húmedo, el óxido y el metal constituyen un elemento de pila; el par así formado, descomponiendo el agua, pone en libertad hidrógeno que se combina con nitrógeno para formar amoniaco. Segun Schoenbein se formarían rastros de nitrito de amonio en cada evaporacion del agua.

En el aire atmosférico se halla constantemente algo de amoniaco libre junto con carbonato, nitrito y nitrato de amoniaco.

COMPUESTOS DEL NITRÓGENO CON LOS HALÓGENOS

Clorido de nitrógeno NCl_3 .

Sin. Chlorstickstoff, chloride of nitrogen; chlorure d'azote.

1° PROPIEDADES.—Este cuerpo, tan peligroso (1) por su fácil y vehemente esplosion, se engendra siempre desuyo, cuando obra el cloro sobre cualquiera sal amoniacal, ó sobre amoniaco. En especial se obra para prepararle de la manera siguiente.

Inviértese un frasco lleno de cloro en una disolucion floja de sal amoniaco (fig. 85) cuya temperatura es 33° . Esta solucion se obtiene disolviendo cosa de 30 gramos de sal amoniaco pura, libre de sustancias orgánicas (aceites empireumáticos) en agua caliente y diluyendo hasta que importe el todo $1\frac{1}{2}$ kilogramo. Bajo el orificio del frasco, que ha de tener necesariamente la forma que representa la figura, se mete una capsulita de plomo. La disolucion entra poco á poco en el frasco absorbiendo el cloro, y en su superficie se aislan gotitas de una sustancia oleosa, que es el mismo clorido de nitrógeno. Las gotas caen en la capsulita de plomo y se sacan ántes de que se acumulen en cantidad notable sustituyendo otra capsulita. Todo el aparato se debe cubrir

(1) Dulong perdió descubriendo este compuesto un ojo y algunos dedos, y Davy se lastimó notablemente estudiándole.

con una cubierta que impide la proyeccion de los pedazos de vidrio &c, en caso de explosion, y no se debe acercar al aparato sin tapar la cara con una máscara de alambre, y sin asegurar las manos con guantes gruesos de lana.

De un modo enteramente inocuo se puede preparar este cuerpo electrolizando una disolucion concentrada de clorido de amonio. La vasija de vidrio A (fig. 59) se llena con la solucion saturada á 35°, en esta se sumerge un cilindro de vidrio tapado por abajo con una vejiga y lleno de la misma solucion, de suerte que quede entre el fondo de la vasija A y la vejiga del cilindro B la distancia de unos dos ó tres centímetros. Luego se introduce en el cilindro B el polo positivo (a) de una batería de 6 elementos galvánicos fuertes, y que termina en una hojita de platino unos dos centímetros de largo; el polo negativo formado igualmente de una hojita de platino, se coloca en posicion inclinada bajo la vejiga. La disolucion en el cilindro se cubre con una capa de esencia de trementina de 2 milímetros de grueso. Inmediatamente despues de cerrar la batería, se observa al polo positivo la formacion de gotitas de clorido de nitrógeno, que subiendo y viniendo en contacto de la esencia de trementina detonan. Se debe atender bien que no se acumule demasiado el clorido de nitrógeno sobre la hojita de platino (1).

2° PROPIEDADES FÍSICAS. El clorido de nitrógeno es un líquido oleoso insoluble en el agua con una densidad de 1,653. Observando ciertas precauciones se ha podido destilar á cosa de 70°.

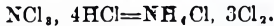
3° PROPIEDADES QUÍMICAS. Por razon de su suma inestabilidad no era posible determinar su composicion con toda certeza. Generalmente se le atribuye la fórmula NC_3 , la que derivó Bineau de sus análisis, mas segun la investigacion de Gladstone contiene hidrógeno y seria la fórmula $N_2HCl_6 = NHCl_2 + NCl_4$. Este compuesto nos deja ver el influjo diferente que ejercen los elementos básicos y ácidos en sus combinaciones. El amoniaco es un compuesto estable básico, capaz de unirse con otros elementos y radicales básicos y ácidos, para producir cuerpos aun mas complicados; pero reemplazando el hidrógeno básico por el cloro ácido, resulta un compuesto de propiedades enteramente contrarias.

El clorido de nitrógeno se descompone en nitrógeno y cloro con suma facilidad de suyo, sin que se pueda asignar ninguna causa, produciendo explosiones vehemētisimas que rompen vasos no solo de vidrio y porcelana y materiales semejantes, sino tambien los de hierro colado, proyectando los pedazos en toda direccion con suma violencia. A veces la descomposicion está acompañada de produccion de luz. Bajo el agua y los líquidos en que se formó, se descompone siempre poco á poco espontáneamente. Por tanto, si se forma por acaso en los trabajos químicos este compuesto peligroso, se cierra por algunos dias, el lugar en que se halla el aparato ó el frasco que contiene el clorido de nitrógeno formado, á fin de que tenga tiempo para descomponerse

(1) Despues de interrumpir la corriente será bueno dejar tranquilo todo el aparato durante algunos dias para que el clorido de nitrógeno que adhiere todavía al polo positivo se descomponga paulatinamente.

tranquilamente. Notable es que unas sustancias determinen tal descomposicion infaliblemente al simple contacto, al paso que otras aunque semejantes, no tienen ningun influjo. Detona pues en contacto con fósforo, fosfido de calcio, fosfido de hidrógeno, con selenio, arsénico, óxido de nitrógeno, hidróxido ú óxido de potasio sólido, amoniaco, con aceites grasos, esencia de trementina, con los estearatos de mercurio, plata, cobre &a; mas no detona al contacto de azufre, carbon, de muchísimos metales, de los sulfidos metálicos, de las disoluciones alcalinas diluidas, de los ácidos, sales, del alcohol, éter, alcanfor, azúcar, goma, de las sustancias grasas sólidas, cera, sustancias resinosas.

Calentándole detona siempre, cuando llega la temperatura á 96°. Al contacto del aire se descompone paulatinamente, produciendo ácido clorhídrico y varios compuestos del nitrógeno con el oxígeno é hidrógeno. Con el ácido clorhídrico concentrado forma clorido de amonio y cloro, es decir, los cuerpos de los cuales se engendra.

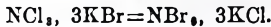


En las disoluciones diluidas de amoniaco produce clorido de amonio y nitrógeno. El mercurio le quita poco á poco el cloro y pone en libertad el nitrógeno. El nitrato de plata se transforma al contacto del clorido de nitrógeno en clorido de plata.

Bromido de nitrógeno NBr_3 .

Sin. Bromstickstoff; bromide of nitrogen; bromure d'azote.

Este cuerpo se asemeja en todo al clorido de nitrógeno. Sin embargo no se consigue su formacion haciendo obrar el bromo sobre amoniaco ó sales amoniacales. Se prepara caldeando muy ligeramente una mezcla del clorido de nitrógeno con el bromido de potasio.



El bromido de nitrógeno es un líquido pardo, oleaginoso, mas espeso que el clorido de nitrógeno. Tiene olor vivo fétido que provoca lágrimas.

Iodido de nitrógeno NI_3 .

Sin. Iodstickstoff; iodide of nitrogen; iodure d'azote.

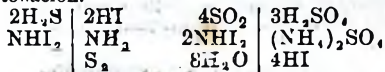
1° PREPARACION. El iodido de nitrógeno se obtiene generalmente haciendo reaccionar el iodido en polvo sobre una disolucion concentrada de amoniaco. Se pone polvo fino de iodo sobre varios vidrios de reloj, unos 36-40 centigramos sobre cada uno, luego se llena los vidrios con la disolucion amoniacal. Despues de $1\frac{1}{2}$ hora se decanta el líquido oscuro, que es una solucion de iodo en el iodido de amonio, y quedan unos polvos negruzcos, que se ponen á secar por pequeñas porciones en papel de filtrar. Por su fácil descomposicion no se le puede guardar, ni poner

en frascos sin correr peligro de quebrarles en pedazos.

Un preparado semejante resulta precipitando las disoluciones alcohólicas de iodo por las de amoníaco ó por el gas amoníaco, ó vertiendo la disolución de iodo en agua régia en otra de amoníaco en agua, ó cubriendo el clorido de nitrógeno con una solución diluida de iodido de potasio y por muchos otros procedimientos.

2º PROPIEDADES.—El iodido de nitrógeno es un cuerpo sólido negro granuloso. Segun la diferente preparacion parece se forman diferentes combinaciones que tienen mas ó ménos todas las mismas propiedades. El iodido que se obtiene haciendo obrar una disolución alcohólica de iodo sobre otra acuosa de amoníaco es, segun halló Stahlschidt, NI_2 ; mas tratando la disolución alcohólica de iodo con otra igualmente alcohólica de amoníaco resulta NHI_2 . Para el compuesto que se prepara como lo tenemos explicado al principio, asignó Bunsen la fórmula $N_2II_2I_3 = NI_3 + NH_3$ (?) (1).

Puede manejarse el iodido de nitrógeno sin peligro estando húmedo, pero detona con el menor frotamiento ó una elevación de temperatura cuando está seco. Los álcalis y los ácidos clorhídrico, sulfúrico y sulfhídrico y el anhídrido sulfuroso le descomponen sin detonación.



Bajo el agua se descompone el iodido de nitrógeno paulatinamente formándose iodido y iodato de amonio y aislándose al mismo tiempo algo de nitrógeno y iodido.

COMPUESTOS DEL NITRÓGENO CON EL OXÍGENO É HIDRÓGENO.

El oxígeno se combina con el nitrógeno en cinco proporciones:

- N_2O subóxido de nitrógeno ó anhídrido hiponitroso,
- NO (N_2O_2) óxido de nitrógeno,
- N_2O_3 anhídrido nitroso,
- N_2O_4 peróxido de nitrógeno,
- N_2O_5 anhídrido nítrico.

(1) Al principio se le dió á todo iodido de nitrógeno, cualquiera que fuese el método de preparacion, la fórmula NI_3 . Despues de las análisis de Millon, Marchand, Bineau, se creia que contiene siempre hidrógeno, y unos le consideraban como NHI_2 (Bineau) otros como NH_2I (Marchand, Millon). En seguida probó Gladstone, que al iodido precipitado de su disolución alcohólica por medio de amoníaco, conviene seguramente la fórmula NHI_2 . Bunsen, segun sus inquisiciones posteriores, atribuya al mismo preparado, así como al iodido, precipitado al mezclar disoluciones alcohólicas de iodo y amoníaco la composición espresada por $NI_2 + NI_3$, mas de veras él derivó esta fórmula del análisis de aquel iodido, que se habia preparado únicamente por este último método. Ultimamente Stahlschmidt mostró que la composición es diferente segun los varios modos de preparacion.

A estos óxidos corresponden tres ácidos:

HNO ácido hiponitroso,
HNO₂ ácido nitroso,
HNO₃ ácido nítrico.

Comparando esta serie de combinaciones con las semejantes; del cloro (pág. 123), se observa una perfecta analogía; sin embargo por una parte no forma el nitrógeno un ácido y anhídrido correspondiente al ácido y anhídrido perclórico, por otra, encontramos aquí un óxido de nitrógeno, que no tiene un compuesto análogo entre los del cloro. Así es que el nitrógeno se comporta en estos compuestos como un elemento monatómico.

El ácido nítrico es el cuerpo mas importante de esta serie; tambien se obtienen los demas miembros por via indirecta del ácido nítrico ó de los nitratos. Verdad es que podemos unir directamente el nitrógeno con el oxígeno, pero de tal suerte no se logran sino cantidades muy cortas y no se puede fundar un método de preparacion sobre tales reacciones. De todos estos compuestos no se encuentra sino el ácido nítrico en la naturaleza, y tampoco este se halla en estado aislado sino en forma de nitratos. Cantidades insignificantes de nitrito de amonio existen sin embargo tambien en el aire.

Todos los compuestos oxigenados del nitrógeno son descomponibles por el calor; el mas estable es el peróxido de nitrógeno, que solo se descompone al rojo, lo cual explica por qué se encuentra constantemente este óxido en los productos de la descomposicion de los demas compuestos oxigenados bajo el influjo de un calor poco intenso.

Los cuerpos combustibles descomponen todos los compuestos oxigenados del nitrógeno, ora á la temperatura ordinaria, ora á otra poco elevada. Al descomponerlo el hidrógeno por medio del calor produce agua y nitrógeno; estas gas en estado naciente ó en presencia de musgo de platino da una reaccion aun mas notable, pues se forman agua y amoniaco.

Subóxido de nitrógeno, anhídrido hiponitroso N₂O.

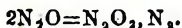
Sin. Gas hilarante; Stickstoffsuboxid; Stickstoffoxid. Salpetrisaeureanhydrid; protoxide of nitrogen, nitrous oxide; protoxyde d'azote, oxyde azoteux.

1^o PREPARACION.—El subóxido de nitrógeno se obtiene calentando poco á poco nitrato de amonio (1) en una retorta de vidrio provista de un tubo de desprendimiento. La sal se funde primero y despues se descompone en agua y subóxido de nitrógeno. Si la sal es pura, nada debe quedar en la retorta. El gas se recoge sobre agua caliente.



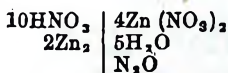
(1) Se prepara dicha sal para este fin neutralizando el ácido nítrico diluido, libre de cloro, con amoniaco ó carbonato de amonio y evaporando luego la disolucion hasta que el punto de ebullicion pase 120° y una gota puesta sobre una lámina de vidrio se solidifique al enfriarse.

Ha de cuidarse de no calentar con demasiada rapidez para evitar la transformacion de una parte del gas en nitrógeno y óxido de nitrógeno:



Además, una descomposicion brusca podría producir la ruptura del aparato. En el gas obtenido puede hallarse fuera del óxido de nitrógeno tambien cloro procedente de clorido de amonio que hace á veces impuro el nitrato de amonio. Con objeto de quitar estas dos impurezas del gas se le pasa primero por la disolucion de hidróxido de potasio. que retiene el cloro, y en seguida por otra de protosulfato de hierro que se apodera del óxido de nitrógeno.

Tambien se puede prepararse el subóxido de nitrógeno haciendo obrar el zinc sobre una mezcla de volúmenes iguales de los ácidos sulfúrico y nítrico concentrados y diluidos por 30 volúmenes de agua, lavando el gas por ácido sulfúrico y despues por hidróxido de potasio.



2º PROPIEDADES FÍSICAS.—El anhídrido hiponitroso ó subóxido de nitrógeno es un gas incoloro. Su densidad es 22 (1,5269 aire=1) su peso molecular 44. Se liquida á 0º bajo la presion de 30 atmósferas y forma un líquido incoloro y muy móvil, cuyo peso espec. es á 0º 0,937.

El subóxido líquido produce al evaporarse un frio intensísimo de suerte que comparado con el anhídrido carbónico líquido que se vaporiza, es como agua fria en comparacion del agua hirviendo. Evaporándose rápidamente en una cápsula debajo del recipiente de la máquina neumática, se solidifica una parte en forma de la nieve, otra en cristales trasparentes; mercurio vertido en el subóxido líquido cae en el fondo del líquido y se solidifica; ácido sulfúrico, nítrico se congelan al momento cuando se les echa en el subóxido líquido tambien el agua se solidifica al instante pero causa una evaporacion tan rápida del subóxido, que puede suceder una explosion peligrosa. Por esta razon se utiliza el subóxido líquido sea solo, sea mezclado con éter ó sulfido de carbono para producir frios notables. Evaporándose la mezcla de subóxido de nitrógeno y de sulfido carbónico baja la temperatura á 140º.

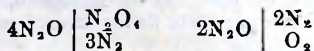
El subóxido líquido se solidifica á cosa de -100º, hierve bajo la presion atmosférica normal á -87,9º.

Disolucion.—El agua absorbe á la temperatura ordinaria casi su volúmen del gas, el alcohol 4,178 volúmenes.

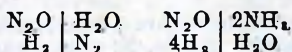
2º PROPIEDADES QUÍMICAS.—Hace muy poco tiempo que se obtuvieron compuestos salinos de la fórmula MNO, que se han de derivar de un ácido HNO correspondiente al subóxido de nitrógeno: por tanto, este es un verdadero anhídrido y se le debe llamar consecuentemente *anhídrido hiponitroso*. Él tiene en sus propiedades químicas mucha semejanza con el oxígeno, lo que se comprende fácilmente atendiendo á la indiferencia química del ni-

trógeno y á la poca estabilidad del compuesto. Se le distingue del oxígeno por lo que no produce en contacto con óxido de nitrógeno vapores rutilantes de peróxido de nitrógeno.

Bajo la influencia de chispas eléctricas ó pasándole por tubos de porcelana enrojecidos se descompone en peróxido de nitrógeno y nitrógeno libre ó tambien en oxígeno y nitrógeno segun el calor mas ó ménos intenso,



El hidrógeno puede arder en el subóxido de nitrógeno así como en el oxígeno, y volúmenes iguales de subóxido de nitrógeno é hidrógeno forman una mezcla que detona al acercar una bujía ó al pasar una chispa eléctrica dando agua y nitrógeno. Mas si se pasa una corriente de subóxido y otra de nitrógeno sobre musgo de platinó ligeramente calentado, se forman agua y amoníaco.



Puede producirse en este gas la combustion del carbon (1) del fósforo y de otros combustibles; tocante á la del azufre no surte efecto á no ser que este cuerpo esté bien inflamado y fuertemente calentado no produciendo el azufre mal encendido una temperatura bastante elevada para descomponer el subóxido de nitrógeno. Esta última esperiencia nos prueba que el subóxido de nitrógeno no oxida tan fácilmente como el oxígeno aislado. Tambien para que se quemen el potasio, sodio, hierro, zinc en el gas subóxido de nitrógeno, ellos han de estar mas calentados, que para verificar el propio fenómeno en el oxígeno puro. Tampoco es la combustion en el subóxido de nitrógeno tan brillante como en el oxígeno.

Pasando el gas anhidrido hiponitroso sobre pedazos de hidróxido de potasio ú sodio enrojecidos, produce nitrato y óxido potásico ú sódico y amoníaco.



4ª PROPIEDADES FISIOLÓGICAS.—El gas subóxido de nitrógeno es inodoro y de sabor azucarado desagradable. Cuando se le respira produce á poco tiempo, una propension irresistible al movimiento y excita igualmente una risa involuntaria, y en ciertas personas una sensacion de embriaguez, lo que justifica el nombre de *gas hilarante ó alegrante*. Respirado por mas tiempo produce la insensibilidad como el éter y el cloroformo. Es sin embargo su accion en la economía animal variable segun la disposicion de los individuos. Pues se ha observado la produccion tambien de sensaciones dolorosas, síncope, ataques de rabia &c. Cada gota del sub-

(1) Muy curiosa y paradoxa es la esperiencia en la cual se deja congelar mercurio vertido en el subóxido de nitrógeno líquido, al paso que un carboncito encendido sobrenada en él y arde con brillo.

óxido líquido produce sobre la piel heridas dolorosas semejantes á las quemaduras, que sin embargo se deben al frío intenso que nace al evaporarse el líquido.

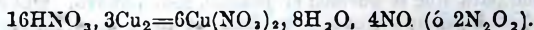
5. APLICACION. El anhídrido hiponitroso en estado gaseoso y en el de disolución se usa como anestésico, principalmente si las operaciones quirúrgicas no son sino de corta duración, como por ejemplo, la extracción de los dientes. Pero en tal caso, el peligro que presenta este gas cuando se hallan en él pequeñas cantidades de óxido ó de peróxido de nitrógeno, ó de cloro, exige grandes precauciones por parte de los que quieren emplearle como anestésico.

En el estado líquido sirve para producir un frío mas intenso del que da el anhídrido carbónico sólido.

Óxido de nitrógeno $\text{NO}(\text{N}_2\text{O}_2)$.

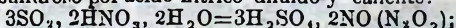
Sin. Dióxido de nitrógeno; Stickstoffoxid, Stickstoffdioxid; oxide or dioxide of nitrogen; oxyde azotique, dioxyde d'azote.

1. PREPARACION. Se le prepara haciendo reaccionar en frío el cobre sobre ácido nítrico diluido. El aparato que se emplea consta de un frasco con dos túbulos, en el cual se introducen limaduras de cobre y agua hasta la mitad; se encierra en seguida el cuello con un tapon atravesado por un tubo recto terminado en embudo; el túbulo lateral lleva otro abductor que va á parar á la cuba de agua. Se vierte entonces ácido nítrico ordinario (cosa de 100 gr. para 50 de cobre) por el embudo; la reacción principia inmediatamente formándose óxido de nitrógeno gaseoso, nitrato de cobre y agua.

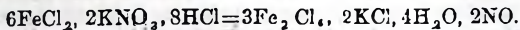


Las primeras burbujas de óxido de nitrógeno producidas, se transforman en peróxido de nitrógeno á espensas del aire contenido en el frasco. Este peróxido se disuelve, de lo que resulta un vacío, y la presión exterior hace subir el líquido en el tubo abductor al mismo tiempo que le baja en el de seguridad el aire entra por este tubo, conduciendo oxígeno que se une con el óxido de nitrógeno para formar nuevas cantidades de peróxido; pero dicho aire contiene cuatro veces ménos oxígeno que nitrógeno, de suerte que no tarda el frasco en llenarse de este último gas. Desde aquel momento los vapores rutilantes cesan de producirse y empieza el desprendimiento. Deben por lo tanto dejarse perder las primeras burbujas que están formadas casi únicamente de nitrógeno. El fraseo en que se produce el óxido de nitrógeno ha de mantenerse frío, si se quiere evitar una reducción mas completa del ácido, que daría entonces subóxido de nitrógeno.—Reemplazando el cobre por el mercurio se evita completamente la producción del subóxido.

El óxido de nitrógeno puro se obtiene también pasando anhídrido sulfuroso por ácido nítrico diluido y caliente:



ademas caldeando nitrato de potasio con una disolucion acida de protoclorido de hierro.

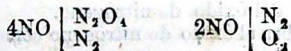


Para prepararse la disolucion necesaria para esta reaccion, se parte una cierta cantidad de ácido clorhídrico en dos porciones iguales, y se disuelve en una limadura de hierro no oxidada, entónces se mezcla esta solucion con otra parte del ácido y se le añade en fin el nitrato potásico.

2° PROPIEDADES FÍSICAS. El óxido de nitrógeno es un gas incoloro del peso esp. 15 (1,039 aire = 1) y del peso molecular 30. Hasta ahora no era posible liquidarle. El agua le disuelve muy poco, cosa de $\frac{1}{37}$ volumen, mas el alcohol $\frac{1}{2}$.

2ª PROPIEDADES QUÍMICAS. Segun el peso específico la fórmula de una molécula del óxido de nitrógeno se ha de espresar por NO, mientras que la conformidad con los demas óxidos del nitrógeno exigiria la de N₂O₂: tambien las atomicidades se podrian saturar mejor en este compuesto que en el de NO.

El óxido de nitrógeno es mas estable que el subóxido, pues se descompone en una temperatura mas subida de la que destruye el subóxido; da al rojo oscuro nitrógeno y peróxido de nitrógeno, y al rojo vivo se desdobra por completo en nitrógeno y oxígeno.

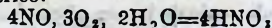


La propiedad característica del óxido de nitrógeno es su accion sobre el oxígeno: tan luego como está espuesto al contacto del aire ó del oxígeno da vapores rutilantes. Si predomina el oxígeno se forman vapores de peróxido de nitrógeno; mas si se conduce oxígeno en un exceso de óxido de nitrógeno prodúcese, (á lo ménos en temperatura bajo -40°), anhídrido nitroso, siendo esto ademas lo que se verifica aun á la temperatura ordinaria en presencia de los álcalis.



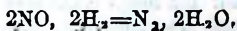
Esta propiedad permite reconocer la presencia de señales de óxido de nitrógeno ó tambien de oxígeno en una mezcla de gases, y distinguir el oxígeno del óxido de nitrógeno. Pues unas pocas burbujas de óxido de nitrógeno darán origen á vapores rutilantes bien visibles en un gas que contiene solo rastros de oxígeno, y lo propio sucede introduciendo oxígeno en una mezcla gaseosa que tiene señales de óxido de nitrógeno, mientras que este óxido no puede producir nada en el gas que contiene el mismo óxido de nitrógeno.

Como el peróxido de nitrógeno en presencia de agua se descompone dando ácido nítrico y óxido de nitrógeno, claro es que el óxido con un exceso de oxígeno y mucha agua engendrará únicamente ácido nítrico.

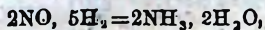


Saca tambien el óxido de nitrógeno oxígeno de los compuestos oxigenados. Notable es bajo tal aspecto su accion sobre el ácido nítrico. Cuando se le pasa en una serie de frascos de Woulf que contienen ácido nítrico en grados de concentracion diferente, hay disolucion del gas que descompone una parte del ácido para formar peróxido de nitrógeno y anhídrido nitroso. El ácido nítrico de densidad 1,51 toma un color pardo; el ácido de densidad 1,45 se tinte de amarillo; el de densidad 1,35 en verde, el de densidad 1,25 en azul, y en fin, el de densidad 1,15 queda incoloro. Los ácidos pardos, rojos y amarillos contienen peróxido de nitrógeno, el azul anhídrido nitroso, el verde debe su color á la mezcla de peróxido de nitrógeno con anhídrido nitroso. Este fenómeno se funda por una parte en la diferente cantidad de agua que tienen los varios ácidos, y por otra en la descomposicion del peróxido de nitrógeno mas ó ménos completa, segun que hay mucha ó poca agua. Pues este se produce en todos los ácidos que toman color, pero mientras que no se encuentra bastante agua para su descomposicion en el ácido pardo y amarillo, se descompone en parte en el ácido verde produciendo ácido nítrico y anhídrido (ácido?), nitroso, cuya disolucion concentrada es azul. Mezclándose el color azul con el amarillo del peróxido, no descompuesto resulta el color verde. En el ácido puesto azul se ha transformado todo el peróxido en ácido nítrico y anhídrido nitroso. En el ácido de la densidad 1,15 no hay ninguna accion del óxido de nitrógeno.

Aun mas veces obra el óxido de nitrógeno como sustancia oxidante. El hidrógeno le descompone á una temperatura poco subida, dando agua y nitrógeno:



La mezcla de estos dos gases en volúmenes iguales se inflama y arde con llama verdosa á la aproximacion de una vela, mas no detona.—En presencia de musgo de platino es diferente la reaccion, pues se forman amoníaco y agua, segun lo expresa la fórmula:



Los combustibles inflamados que desprenden bastante calor para descomponer el óxido de nitrógeno, arden en este con mas brillo que en el aire, porque contiene la mitad de su volumen de oxígeno; pero se necesita para descomponerle una temperatura mas elevada que cuando se trata del subóxido: por esto el azufre, aun muy bien encendido y calentado, se apaga en el óxido de nitrógeno, asimismo se apaga una bujia y otros cuerpos; el fósforo, inflamado solamente por algunos puntos, no sigue ardiendo cuando se le sumerge en este gas, y se quema con brillo si se le ha encendido bien, de antemano. El carbon muy inflamado arde igualmente con brillo en el óxido de nitrógeno. Los vapores de sulfido de carbono mezclados con él mismo, arden con una luz azul brillante al acercarse una bujia.

El potasio y el sodio calentados en el gas óxido de nitrógeno, le quitan completamente el oxígeno. El cobre le descompone.

tambien completamente, si se pasa el gas por un tubo enrojecido y lleno de torneadura de cobre.

Muy interesante es la accion entre el óxido de nitrógeno y las disoluciones del protosulfato de hierro. Aquel es absorbido por estas que toman así un color pardo oscuro. Aunque no se sepa la constitucion química del compuesto que resulta, cierto es que se unen dos moléculas del óxido con 4 del sulfato, es decir, tanto del óxido que es necesario para transformar por su oxígeno el protosulfato de hierro en sesquisulfato. Precipitando el hierro de estas disoluciones pardas, cae tambien junto con él el óxido de nitrógeno. El hidróxido de sodio produce amoníaco, al precipitar la disolucion parda reaccionando él hidróxido de hierro precipitado y unido con el óxido de nitrógeno sobre el agua. Cuando se caldean las disoluciones teñidas de pardo por el óxido de nitrógeno, despréndese este enteramente: Fúndase sobre esta reaccion un método muy sensible para descubrir el ácido nítrico, ácido nitroso, peróxido y óxido de nitrógeno.

4º PROPIEDADES FISIOLÓGICAS.—No conocemos ni el olor, ni el sabor del óxido de nitrógeno, porque se transforma al contacto del aire en peróxido de nitrógeno.

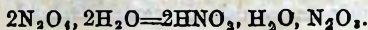
5º APLICACION.—Como le hemos visto (pág. 172) se aprovecha de la fácil combinacion del oxígeno con el óxido de nitrógeno en la fabricacion del ácido sulfúrico inglés. Este gas se apodera del oxígeno para formar primeramente peróxido de nitrógeno que al contacto del vapor de agua da ácido nítrico, al cual le desoxida en seguida el anhídrido sulfuroso, de modo que el óxido de nitrógeno sirve en suma para trasportar el oxígeno del aire en el ácido sulfúrico.

Anhídrido nitroso N_2O .

Sn. Salpetrigsaureanhydrid; nitrous anhydride; anhydride, azoteux.

(El ácido nitroso aun no se ha podido aislar.)

1º PREPARACION.—El anhídrido nitroso es tan inestable, que aun no conocemos métodos para prepararle en estado de pureza. De los diferentes métodos de preparacion parece mejor el que sigue. Por medio de un tubo de embudo afilado en su extremo inferior se vierten gota por gota 45 partes de agua en 92 de peróxido de nitrógeno licuado y enfriado á -20° moviendo continuamente; formáranse dos capas líquidas, una inferior oscura y azul verdosa que es anhídrido nitroso casi puro, y otra superior verde que es una disolucion del peróxido de nitrógeno en ácido nítrico.



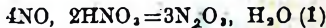
Destilando ambos líquidos en una retorta de vidrio por el calor de un baño de agua pasa una parte del líquido inferior, que ya comienza hirviendo á 0° , al recipiente bien enfriado y da un

líquido azul claro al paso que otra parte de él se descompone con desprendimiento de óxido de nitrógeno.



El líquido azul es el anhídrido nitroso mezclado con muy poco de óxido y peróxido de nitrógeno.

Anhídrido nitroso mezclado con otras sustancias se puede obtener por varios métodos: caldeando almidón con ácido nítrico se consigue una mezcla de él con peróxido de nitrógeno, al introducir el gas óxido de nitrógeno en ácido nítrico del peso esp. 1,52 resulta una disolución del anhídrido nitroso en ácido nítrico.



2° PROPIEDADES.—Por falta de estabilidad aun no se ha bien estudiado el anhídrido nitroso. Por lo mismo es un agente poderoso químico, pues ataca oxidando muchos cuerpos con los cuales no influye el ácido nítrico en las mismas circunstancias. Con agua se descompone formando ácido nítrico y óxido de nitrógeno,—como lo hemos ya indicado algunas veces,—por lo tanto no podemos tampoco preparar el ácido nitroso aislado; al espulsarle de los nitritos por ácidos fuertes se descompone. Teniendo todos los nitritos solo una atomicidad unida con el grupo (NO_2) concluimos que el ácido nitroso es monobásico.

Segun lo que tenemos dicho arriba, representa el anhídrido nitroso en temperatura baja un líquido azul de índigo, que despidе vapores pardos y hierve bajo 0° (tal vez ya bajo -10°), al hervir se descompone en parte grande produciendo óxido y peróxido de nitrógeno, al paso que el punto de ebullición sube poco á poco á 28° .

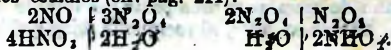
En estado de nitríto de amonio se halla el ácido nitroso en cantidades insignificantes en el aire, como lo hemos indicado (pág. 209).

Peróxido de nitrógeno N_2O_4 (NO_2).

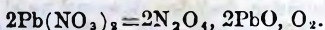
Sin. Acido hiponítrico ó hipoozónico; Stickstoffperoxid, Untersalpetersäure; nitric peroxide, hyponitric acid; peroxyde d'azote, acide hypoazotique ou hyponitrique.

1° PREPARACION. Prepárase el peróxido de nitrógeno mezclando el óxido de nitrógeno con oxígeno en la proporción necesaria; mejor por la descomposición del nitrato de plomo. Esta sal debe pulverizarse ántes y calentarse despues en una cápsula hasta que el agua interpuesta mecánicamente entre las lamillas cristalinas haya sido en todo espulsada; se deberá seguir calentando hasta que

(1) Mas bien se espresa así la fórmula de la reacción, suponiendo se haga por dos estadios (cfr. pág. 214):



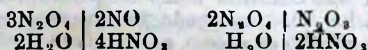
principien á desprenderse vapores rutilantes. La sal así seca se introduce en una retorta de vidrio poco fusible cuyo cuello entra en un tubo de U rodeado de una mezcla refrigerante. La sal se descompone en óxido de plomo que queda en la retorta en peróxido de nitrógeno que se condensa en el tubo, y oxígeno que se desprende por la punta afilada de este tubo.



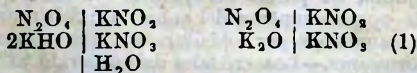
2° PROPIEDADES FÍSICAS. El peróxido de nitrógeno toma entre límites muy estrechos todos los tres estados de agregación. A -20° está sólido y cristalizado en forma de cristales prismáticos transparentes, estos se funden entre -11 y -13° ; hierve á 22° (según otros á 28°) desprendiendo vapores pardos rojizos. El peso específico del peróxido líquido es 1,451, el del gaseoso 46, su peso molecular 92. El peróxido líquido es tanto menos teñido cuanto mas baja está su temperatura, también sus vapores se descoloran en el mismo grado que desciende la temperatura.

3° PROPIEDADES QUÍMICAS. Los vapores del peróxido de nitrógeno son generalmente una mezcla de dos compuestos, á saber, de N_2O_4 y NO_2 ; en temperatura ordinaria contiene poco mas ó ménos de 15 por ciento de aquel y 85 p. c. de este, aumentándose la temperatura sigue desdoblándose el compuesto N_2O_4 , formando NO_2 hasta que á cosa de 150° todo el gas conste del producto NO_2 . Siendo este cuerpo teñido fuertemente de pardo rojizo é incoloro el compuesto N_2O_4 , se explica fácilmente por qué las vapores del peróxido de nitrógeno toman color mas oscuro aumentándose la temperatura. Enfriándose el gas calentado vuelven á unirse las moléculas de NO_2 para formar N_2O_4 , y desaparece paulatinamente el color intenso. Llámase tal fenómeno en que se desdobra un compuesto poco á poco con la temperatura para formarse de nuevo al bajarse esta *disociación*.

El peróxido de nitrógeno se descompone en presencia de agua, produciendo ácido nítrico y óxido de nitrógeno, cuando la cantidad de agua es notable, y ácido nítrico y anhídrido nítrico si esta es muy corta (cfr. pág. 214 y 215).



Con los óxidos é hidróxidos muy básicos da al mismo tiempo los nitratos y nitritos correspondientes:



El peróxido de nitrógeno es un oxidante enérgico; el carbon

(1) En vista de las reacciones que verifica el peróxido de nitrógeno con agua y con los óxidos é hidróxidos básicos, le consideran unos químicos como un compuesto de los radicales del ácido nítrico y nítrico: $\begin{array}{l} \text{N}_2\text{O} \\ \text{NO} \end{array} \text{O}$.

candente y el fósforo bien encendido arden con brillo en su vapor. El ácido nítrico concentrado disuelve el peróxido de nitrógeno y la disolución, un líquido pardo rojizo, es el *ácido nítrico humeante* de los químicos. El poder fuerte de oxidación que posee este ácido se debe principalmente al peróxido disuelto. Él oxida fácilmente en temperatura subida el azufre, fósforo &c. produciendo ácido sulfúrico, fosfórico, descompone el ácido sulfhídrico dando agua, óxido de nitrógeno, azufre. Si la acción se prolongase en presencia de un exceso de ácido sulfhídrico, el óxido de nitrógeno sería reducido á su vez por el exceso de este ácido, aunque muy lentamente.

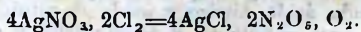
Del compuesto que forma el peróxido de nitrógeno con el ácido sulfúrico ya hemos hablado (pág. 173) y hablaremos mas en adelante.

4º PROPIEDADES FISIOLÓGICAS.—El peróxido de nitrógeno es un cuerpo muy corrosivo, de olor característico acre y asfijante; tñse, así como el ácido nítrico, la piel y otras sustancias nitrogenadas de amarillo. Sus vapores producen una viva inflamación en los órganos de respiración, y pueden causar la muerte.

Anhidrido nítrico N_2O_6 .

Sin. Anhidrido azótico; Salpetersaeureanhydrid; nitric anhydride; anhydride azotique.

1º PREPARACION.—Como no se puede quitar al ácido nítrico el agua que contiene, sin descomponerle al propio tiempo en peróxido de nitrógeno, oxígeno y agua, se creyó por mucho tiempo en la imposibilidad de obtener su anhidrido, hasta que se consiguió aislarle pasando una corriente muy lenta de cloro seco por nitrato de plata seco y mantenido en un tubo de U á una temperatura de 60º próximamente.



La reacción solo comienza á una temperatura de 90º, pero sigue despues á los 60. Los productos gaseosos: anhidrido nítrico y oxígeno y cloro en exceso se conducen á otro tubo de U rodeado de una mezcla refrigerante que da un frío de -20º. En este se condensa el anhidrido nítrico en cristales incoloros, desprediéndose el oxígeno y el cloro por la punta afilada. No se pueden juntar las partes del aparato con caucho ó corcho por ser atacados por los vapores del anhidrido; deben unirse por medio de yeso ó aun mejor por soldadura á la lámpara de esmaltador.

2º PROPIEDADES.—Los cristales del anhidrido nítrico son prismas rómbicos transparentes y de mucho brillo. Se funden á 30º y dan un líquido hirviendo entre 45 y 50º. Ya al hervir se descompone en parte, y completa y rápidamente á unos 88º. Este anhidrido no puede conservarse siquiera en vasija tapada y á baja temperatura, porque experimenta poco á poco una descomposición espontánea, que causaría la ruptura de los vasos. Con el agua forma ácido nítrico desarrollando calor.

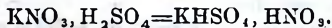
El anhídrido nítrico ataca rápidamente todas las sustancias orgánicas.

. Acido nítrico HNO₃.

Sin. Acido azótico, agua fuerte, espíritu de nitro; Salpetersaure, Scheidewasser; nitric acid, spirite of nitre; acide azotique, eau forte.

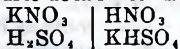
1º PREPARACION.—A. En los laboratorios se prepara el ácido nítrico concentrado calentando pesos iguales de nitrato potásico seco y gruesamente pulverizado y ácido sulfúrico concentrado. Se echa este ácido á beneficio de un largo tubo de embudo para no mojar las paredes de la retorta. El ácido nítrico, volátil, á la temperatura en que se opera, le desaloja el ácido sulfúrico y se desprende. Se le recoge en un globo de vidrio enfriado, cuidando que el cuello de la retorta llegue en la mitad del globo, segun lo indica la figura 60.

Como se forma en la reaccion entre ácido sulfúrico y nitrato de potasio sulfato ácido de potasio, si se quiere descomponer todo el nitrato potásico sin subir demasiado la temperatura, es preciso poner la cantidad necesaria del ácido sulfúrico para la transformacion de la sal de potasio en sulfato ácido segun la fórmula:

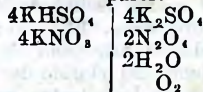


Si no se emplease mas que la mitad del ácido sulfúrico, se formaria sinembargo sulfato ácido en la primera parte de la reaccion, y en seguida seria forzoso calentar hasta la temperatura en que influye el sulfato ácido sobre el nitrito. Empero, como á esta temperatura se descompone el ácido nítrico en peróxido de nitrógeno, agua y oxígeno, no se obtendria en realidad mas que la mitad del ácido contenido en la sal.

1ª parte de la reaccion:



2ª parte:



Al principio de la operacion se ven manifestarse vapores rutilantes, que provienen de las primeras porciones de ácido nítrico, no pudiendo retener los elementos de agua, que le es necesaria y que el ácido sulfúrico en grande exceso le quita con energía, se descomponen en peróxido de nitrógeno y oxígeno. Cuando la mezcla se pone fluida y homogénea, el ácido sulfúrico uniéndose al potasio se disminuye y deja al ácido nítrico formado sus elementos de agua; este se desprende entónces en vapores incoloros que van á condensarse en el recipiente. El contenido de la retorta se vuelve pastoso, y la temperatura se mantiene constantemente á unos 130º. Hacia el fin de la reaccion se producen nuevos vapores rutilantes debidos á que para descomponer las últimas porciones del nitrato de potasio se necesita calentar con mayor fuerza en términos de mantener en fusion el sulfato ácido de potasio

(1) que empasta el nitrato; pero en este caso el ácido nítrico se descompone parcialmente en agua, oxígeno y peróxido de nitrógeno.

Empleando, como queda dicho, ácido sulfúrico concentrado (ó 66° Beaumé) se obtienen de 100 partes de nitrato de potasio 65 hasta 66 p. de ácido nítrico del peso espec. 1,50, que tiene cosa de 7 por ciento de agua. Su color amarillento proviene del peróxido de nitrógeno disuelto. Mezclando tal ácido con ácido sulfúrico concentrado, este le quita casi toda su agua, y destilando la mezcla en calor débil, resulta un ácido que es el ácido nítrico casi puro. Aunque el ácido sulfúrico absorbe igualmente el peróxido de nitrógeno, se obtiene sin embargo un ácido amarillento, porque al destilar la mezcla se descomponen nuevas porciones del ácido nítrico. Pasando por el destilado aun caliente una corriente de anhídrido carbónico ó aire seco, se puede espulsar todo el peróxido de nitrógeno y conseguir un ácido que contiene 99,5 hasta 99,8 por ciento de ácido puro.

Cuando se quiere preparar un ácido sumamente concentrado, no se puede remplazar el nitrato de potasio por el de sodio, que es notablemente mas barato, porque una mezcla de este con ácido sulfúrico concentrado se sube espumando en tanto (2) que para preparar cantidades muy cortas de ácido nítrico se necesitarían retortas grandes.

Muy bien se emplea el nitrato de sodio si se quiere tener un ácido nítrico no demasiado concentrado: 10½ partes de esta sal comercial, despues de dividir los trozos en cuya forma se la compra generalmente, y de sacar las impurezas de leña, semillas &c, se dan en una retorta espaciosa y se les añade 12 de ácido sulfúrico concentrado mezclado con 3 de agua. En lo demas se obra como en el procedimiento anterior. De tal suerte se obtienen de 100 de nitrato de sodio 100 partes de ácido nítrico que corresponde á la fórmula $\text{HNO}_3 + 2\text{H}_2\text{O}$, las que contienen 78 partes de ácido no hidratado; por lo tanto el nitrato de sodio rinde mas que la misma cantidad del nitrato de potasio (3).

Purificación. El ácido nítrico no solo contiene la impureza de peróxido de nitrógeno sino tambien comunmente la de cloro, procedente del clorido de potasio ó de sodio, que suelen hallarse siempre en los nitratos respectivos. Ademas se encuentra en el ácido preparado con el nitrato de sodio á menudo iodo libre ó

(1) Se puede lograr casi todo el ácido nítrico sin subir la temperatura hasta la *fusion* del nitrato ácido del potasio; en tal caso se puede dejar enfriar el rezago en la misma retorta sin correr peligro de que ella se rompa. Mas si se ha calentado, hasta la fusion de la sal, se debe botar la masa fundida antes que ella se solidifique, porque al enfriarse cristaliza y rompe las retortas de vidrio; tambien se puede verter con mucho cuidado agua en la masa fundida para disolverla.

(2) Fúndase este fenómeno en lo que el sulfato ácido de sodio se une con tres moléculas de agua de cristalización, las que quita al ácido sulfúrico y tambien al ácido nítrico. Así se vuelve la mezcla muy pastosa que no deja desprenderse libremente las burbujas de vapor.

(3) 100 partes de nitrato de sodio producen tanto de ácido nítrico como 114 partes del mejor nitrato de potasio en las mismas circunstancias.

tambien ácido iódico (1). En fin, contiene el ácido nítrico siempre ácido sulfúrico ó sulfato, si en la preparacion no se ha obrado con bastante cuidado. Sesquicompuestos de hierro se encuentran solo en el ácido nítrico preparado industrialmente, en grande. (2)

Todas las impurezas mencionadas se sacan de la manera siguiente. Caldeando el ácido hasta la ebullicion, ya se espulsa peróxido de nitrógeno, cloro y iodo libre mientras que queden ácido iódico y sulfúrico, sulfatos y sesquicompuestos de hierro. Para quitar tambien estas sustancias se añade al ácido nitrato de potasio puro y se destila; se cambia el recipiente cuando han pasado cloro, iodo y peróxido de nitrógeno y se continúa la destilacion hasta que casi todo se ha volatilizado. El rezago contiene entonces las demas impurezas. Si no se quiere perder nada del ácido nítrico, se puede verter de la disolucion de nitrato de plata tanto en el ácido nítrico, que es preciso para precipitar todo el cloro y iodo y luego algo de nitrato puro y de cromato ácido de potasio, entonces se destila como ántes. El cromato ácido transforma el peróxido de nitrógeno en ácido nítrico al paso que el nitrato reacciona con el ácido sulfúrico libre formando sulfato y ácido nítrico (3).

B. Para muchos fines del laboratorio se prefiere el ácido rico en peróxido de nitrógeno por ser un oxidante muy poderoso (pág. 218) al ácido que no le contiene. Por esto se prepara de intento el ácido nítrico, así que en el procedimiento haya desprendimiento abundante de peróxido de nitrógeno, y resulte un ácido concentrado rojizo parduzco y humeante. Con este objeto se toma solo la mitad del ácido sulfúrico de lo que hemos indicado (pág. 218) para la misma cantidad del nitrato, y se obra al principio como en la preparacion del ácido nítrico puro, mas al fin se aumenta la temperatura de tal suerte que el sulfato ácido formado en la primera parte de la reaccion obre con la mitad del nitrato que quedó hasta ahora intacto; verificándose eso solo en la temperatura en que el ácido nítrico se descompone, se desprenden en la segunda parte de la operacion solo vapor de agua, oxígeno y peróxido de nitrógeno, de los cuales el último es absorbido por el ácido nítrico destilado en la primera parte.

C. En la *industria*, para obtener el ácido del comercio, que es generalmente ménos concentrado y puro, que el ácido concentrado preparado en los laboratorios, se emplea ácido sulfúrico á 52° (Beaumé), lo que tiene la ventaja de evitar cuando

(1) Casi todo el nitrato de sodio comercial es nitrato nativo peruano, ó se ha preparado de él; mas este contiene siempre iodido ó iodato de sodio (véase pág. 79).

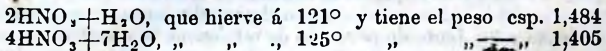
(2) Como lo veremos al momento, se emplean para la preparacion industrial vasijas de hierro.

(3) Para quitar al ácido nítrico el ácido sulfúrico y cloro, no basta agregar nitrato de plomo ántes de destilar, pues la esperiencia ha mostrado que esta sal no puede retener todo el cloro ó iodo. Tambien valiéndose de nitrato de plata será mejor separar ántes de la destilacion el clorido y iodido de plata precipitado, porque aun estas sales, segun parece, son atacadas poco á poco por el ácido nítrico concentrado hirviendo.

ménos en parte la descomposicion del ácido nítrico durante la preparacion (1); se reemplaza a demás el nitrato de potasio siempre con el de sodio. La retorta es aquí comunmente una caldera de hierro colado (fig. 61) en la cual se introducen 350 kilógr. de nitrato de sodio con 420 de ácido sulfúrico del comercio de 62° (2) Se embetuna entónces la tapadera con arcilla y se calienta; los vapores de ácido nítrico se desprenden por el cañon lateral, que se ha guarnecido interiormente de un tubo de barro para preservarle de la accion corrosiva del ácido. La condensacion se opera en grandes botellas ó bombones de barro situados unos tras otros, y en los cuales se ha puesto ántes un poco de agua para facilitar la condensacion.

2° PROPIEDADES FÍSICAS.—El ácido nítrico (3) es un líquido incoloro cuando es puro, y amarillo si contiene peróxido de nitrógeno. Su densidad es 1,52 (1,54). Hierve á 86° y se solidifica á -40°. Humea al contacto del aire condensando los vapores de agua.

Disolucion. El ácido nítrico se deja mezclar con el agua en toda proporcion. El ascenso de temperatura que se observa al mezclar el ácido nítrico con el agua se atribuye á la formacion de un hidrato cuya fórmula seria $\text{HNO}_3 + 3\text{ag}$ y que herviria á 123°. Fuera de esto se han señalado todavía dos otros hidratos á saber;



Segun Roscoe, no existe ninguno de estos hidratos, y cada mezcla de agua y ácido nítrico se transforma siempre en un ácido que se acerca al hidrato primero, mas cuya constitucion no es constante sino depende de la varia presion atmosférica. Bajo la presion ordinaria se levanta la temperatura á 120° (123°) y destila un ácido cuya densidad 1,414 corresponde á un contenido de 68 por ciento de ácido nítrico, mientras que la fórmula del hidrato mencionado arriba exige 70 por ciento. Cuando se somete á la destilacion un ácido de mayor concentracion que la que acabamos de señalar, al principio destila un ácido mas concentrado hasta que llegue la temperatura á 123° y pase el mismo ácido que está tambien en la retorta. Al contrario, si se destila un ácido ménos concentrado, al principio pasan vapores de agua

(1) Un ácido mas débil no se puede tomar, atacando ya el ácido de 60° enérgicamente los vasos de hierro.

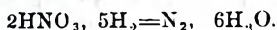
(2) Sin embargo la cantidad del ácido es varia en las diferentes fábricas y depende de los fines para que se quiere utilizar el residuo de la preparacion; pues ora se quiere obtener sulfato de sodio el mas neutral que es posible, ora sulfato ácido. Así es que se hallan prescritas 80 partes de ácido sulfúrico (60-62°) para 100 de nitrato, ó 130 partes de este ácido para la misma cantidad de nitrato, ó tambien 65 y 115 partes de ácido sulfúrico (66°) que se debe diluir á la concentracion de 62 para 100 partes de nitrato sódico.

(3) Tal vez aun no se ha obtenido el ácido verdaderamente hidratado.

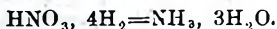
con poco mas ó ménos de ácido nítrico hasta que suba la temperatura 123° y siga entónces la destilacion como en el caso anterior.

3° PROPIEDADES QUÍMICAS —El ácido nítrico es un ácido muy fuerte y monobásico. Es poco estable, y tanto ménos cuanto mayor es su concentracion. El ácido muy concentrado ya es descompuesto por la luz con produccion de peróxido de nitrógeno, oxígeno y agua. Asimismo se descompone parcialmente ya á la temperatura de ebullicion, es decir á 86°. Pasando los vapores de ácido nítrico por un tubo enrojecido hasta al rojo oscuro, ellos se parten en los mismos productos, mas al rojo blanco da nitrógeno, oxígeno y agua.

El ácido nítrico es un oxidante energético, principalmente cuando tiene disuelto peróxido de nitrógeno: pocos son los elementos simples que resisten á su accion. El hidrógeno descompone el ácido nítrico por el influjo del calor formándose agua y nitrógeno.



El hidrógeno naciente le descompone aun á la temperatura ordinaria dando agua y amoniaco, segun la fórmula:



Esto es lo que se produce al echar un poco de ácido nítrico en el frasco en que se prepara hidrógeno, el procedimiento se modera y aun puede detenerse, si es suficiente la cantidad de ácido nítrico agregada; vuelve á empezar al punto que se ha descompuesto este ácido. El amoniaco formado se ha unido con el ácido sulfúrico produciendo sulfato de amonio, que queda en disolucion con el sulfato de zinc. Prodúcese ademas amoniaco cuando el hidrógeno y los vapores del ácido nítrico se encuentran sobre esponja de platino ligeramente calentada.

Cuando se caldean el iodo, azufre, selenio, telurio, fósforo, arsénico, antimonio, silicio, boro en el ácido nítrico, se forman los ácidos: iódico, sulfúrico, selénico, telúrico, fosfórico, arsénico, antimónico, silícico, bórico. Los óxidos de los mismos elementos ménos ricos en oxígeno llevan el ácido nítrico al estado de dichos ácidos.

El carbono descompone en frio el ácido nítrico *concentrado* si se vierten alguna gotas de este ácido sobre carbon de leña en polvo ó sobre negro de humo bien seco, prodúcese una reaccion muy viva y el carbono se pone incandescente, desprendiéndose ácido carbónico y vapores rutilantes.

El fósforo produciria en las mismas circunstancias una explosion peligrosa.

El cloro, bromo, oxígeno, nitrógeno, titanio y tantalio son los únicos elementos electronegativos que carecen de accion sobre el ácido nítrico.

Todos los metales escepto el oro y platino y algunos de los metales platinoides atacan el ácido nítrico, mas muy diferente es su accion segun el grado de concentracion del ácido. Por lo co-

man un contenido de peróxido de nitrógeno ó tambien de ácido ó anhídrido nitroso facilita la reaccion, cuyos productos son generalmente nitrato, óxido ó peróxido de nitrógeno y agua; en ciertas circunstancias la reduccion de una parte del ácido nítrico llega hasta el aislamiento de nitrógeno libre. En estado de suma concentracion el ácido nítrico no obra sino con los metales muy oxidables, como son: potasio, sodio, bario, calcio, magnesio, zinc.

La plata y el mercurio no son atacados por un ácido puro del peso esp. 1,42 sino bajo la influencia de un suave calor, ó despues de añadir un nitrito.—El mercurio, cobre y los metales semejantes, dan con el ácido comercial diluido en su volúmen de agua á la temperatura ordinaria, nitrato, óxido de nitrógeno y agua (véase pág. 212) El estaño y antimonio puestos en contacto con el ácido diluido se transforman en óxidos blancos é insolubles, á espensas del ácido que pasa al estado de óxido de nitrógeno, subóxido de nitrógeno ó nitrógeno con formacion de amoniaco. Tambien el zinc y hierro determinan al disolverse en el ácido nítrico diluido la produccion de cantidades mas ó ménos considerables de amoniaco que unniéndose con ácido nítrico da nitrato de amonio; asimismo obra el amalgamo de sodio.

La accion del hierro sobre el ácido nítrico merece un interés especial. Puesto en contacto con el ácido concentrado, aunque rico en peróxido de nitrógeno, no solamente no es atacado, sino pierde la propiedad de reaccionar con el ácido diluido, en cuyo caso se llama el hierro *pasivo*, y se vuelve activo y ataca muy violentamente el ácido diluido al punto que se le toca con una burilla de cobre, plata, platino ú otro metal mas electronegativo. Se explica tal *pasividad* del hierro suponiendo que él se cubra en el ácido concentrado con una capa muy delgada de sequióxido que le preserva del influjo del ácido diluido.—Con el ácido nítrico de la densidad 1,42 reacciona el hierro ordinario con mucha energía.

Una mezcla del ácido nítrico y del ácido clorhídrico posee la propiedad de disolver la plata y el oro, por eso se le ha dado el nombre de *agua régia* pues el oro se consideraba como el rey de los metales. Poco á poco se tinte la mezcla, al principio incolora, de amarillo naranjado; y muy pronto sucede lo propio por el calor. Fórmanse agua, cloro libre y oxiclóridos del nitrógeno [anhídrido cloronitroso (NOCl) y cloroperóxido de nitrógeno (NOCl_2)]. La propiedad característica de disolver oro y platino debe el agua régia únicamente á su cloro libre, pues tratando oro ó platino con agua régia el cloro es retenido por estos metales, al paso que los oxiclóridos se desprenden.

Para evidenciar la energía de esta mezcla, se toman dos globos con una hojilla de oro cada uno de ellos; en uno se pone ácido nítrico y en otro ácido clorhídrico, quedando inalterado el cloro; pueden calentarse ambos sin que se produzca el ataque; pero si se mezclan los dos líquidos vertiendo el contenido de uno de los globos en el otro, se ve inmediatamente desaparecer el oro. El agua régia es tambien una sustancia sumamente oxidante.

El agua régia usada en la industria se hace mezclando 1 parte del ácido nítrico á 35° (Reaumé) con 4 de ácido clorhídrico á 23°.

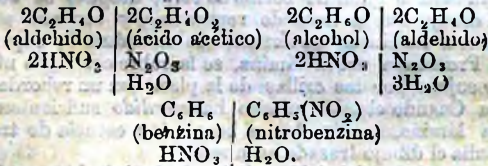
Por lo demas pueden variarse estas proporciones segun el uso que se quiere hacer de esta agua.—Una mezcla de igual efecto como el agua régia, se obtiene tambien disolviendo clorido de sodio en ácido nítrico ó nitrato de sodio en ácido clorhídrico.

El ácido sulfhídrico no es atacado por el ácido nítrico *puro*, sino muy lentamente; mas una vez comenzada la reaccion, continúa con energia, merced al peróxido de nitrógeno que se engendra por la reaccion misma. Con los sulfidos metálicos el ácido concentrado produce sulfatos, mientras que el diluido forma nitratos ú óxidos metálicos con precipitacion de azufre. Los sulfidos de platino, mercurio y oro no se disuelven en el ácido nítrico, mas en el agua régia.

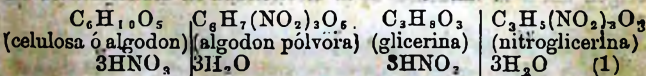
El ácido iodhídrico y los iodidos son descompuestos por el ácido nítrico con produccion de iodo libre y óxido de nitrógeno.

Como influye el peróxido y óxido de nitrógeno en el ácido nítrico, ya está indicada (pág. 214 y 218).

El ácido nítrico obra con mucha energia sobre las sustancias orgánicas, algunas enciende y quema completamente. Vertiendo una mezcla de ácido nítrico humeante y de ácido sulfúrico concentrado en la esencia de trementina, esta se enciende al instante produciendo una columna alta de fuego y nubes densas y negras de humo. En especial se pueden distinguir tres clases de reacciones, hay pues, ora simple oxidacion, ora oxidacion indirecta, ora sustitucion de hidrógeno por un número equivalente de grupos (NO_2) monovalentes.



Esta última especie de reaccion que sucede muy á menudo y principalmente con los miembros de la serie llamada "aromática", es notable. Pues engendra una clase especial de compuestos los "nitrocompuestos", que conservan generalmente el carácter químico del compuesto de que se derivan; mas el "nitrilo", es decir, el grupo NO_2 , les participa tambien su poca estabilidad y les atribuye la propiedad de detonar con mayor ó menor violencia cuando se les caldea. Por lo común tienen un color amarillento. El algodón pólvora, la nitroglicerina que están hoy dia en frecuente uso por su fuerza esplosiva, se producen por esta misma reaccion.



(1) Estos nitrocompuestos se obtienen con mas facilidad valiéndose de una mezcla de ácido nítrico y sulfúrico concentrado; en vez del ácido nítrico solo.

Muchas veces la accion del ácido nítrico concentrado es tan profunda, que las sustancias orgánicas son reducidas á los mas simples compuestos, como son ácido oxálico, anhídrido carbónico, agua. De tal suerte destruye fácilmente las sustancias de la clase de los carbohidratos: azúcar, almidon, celulosa &a.

4° PROPIEDADES FISIOLÓGICAS.—El ácido nítrico tiene olor picante y acre y un sabor muy ácido. Estando concentrado es un veneno violento. Sus vapores son sobre todo muy peligrosos. Pues mezclados con aire pueden inhalarse sin notable dificultad y molestia, pero pasadas unas 15 hasta 30 horas se observan de repente señales de envenenamiento, de inflamacion de los pulmones, que puede causar la muerte.

5° APLICACIONES.—Como lo hemos visto ántes, se emplea el ácido nítrico para la fabricacion del ácido sulfúrico.—Siendo él un disolvente para el mayor número de los metales, es de aplicacion frecuente en la metalurgia, y sirve para separar la plata y los demas metales solubles del oro y platino.

Cantidades grandes de ácido nítrico se consumen para la fabricacion industrial de los nitratos de plata (*pedra infernal*), de mercurio, plomo y cobre, en la preparacion industrial del ácido oxálico por la oxidacion del almidon ó del azúcar, en la del algodón pólvora, de la nitroglicerina, nitrobenzina, anilina &a.

Sirve ademas para el grabado en cobre (*grabado al agua fuerte*). Para grabar de tal suerte, se cubre primero una lámina de cobre con una capa delgada de barniz de cera; despues se decalca en este el dibujo que se trata de reproducir, y con una punta fina se ahuecan las líneas en términos de descubrir la superficie del metal. Preparada así la lámina, se la cubre con ácido nítrico diluido y sujeto por las orillas de la placa con un reborde ó rodete de cera. Cuando el ácido nítrico ha *mordido* suficientemente, se lava la lámina, se disuelve el barniz con esencia de trementina y se halla el dibujo trazado en hueco.

La propiedad del ácido nítrico de tefir la lana, seda &a. de amarillo se utiliza en los tintes.

6° ESTADO NATURAL. El ácido nítrico libre no se halló hasta el dia en la naturaleza, pero muy frecuentes son los nitratos. En la tierra encuéntranse los de potasio, sodio, amonio, calcio y magnesio, cuya produccion depende al parecer de la oxidacion por el oxígeno, del aire de las materias orgánicas nitrogenadas ó de los compuestos amoniacales en presencia de las tierras porosas y bases alcalinas (cfr. pág. 198). Siendo dichos nitratos solubles en agua se los halla constantemente en las aguas naturales. El nitrato de amonio existe tambien en el aire y debe su origen allí á la influencia de la electricidad en los elementos del aire.

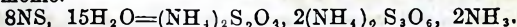
LAS COMBINACIONES DEL NITRÓGENO CON EL AZUFRE.

Sulfido de nitrógeno $NS_2(N_2S_2)$.

Sin. Schwefelstickstoff, sulphide of nitrogen, sulfure d' azote.

Introduciendo el gas amoníaco en el diclorido de azufre se forman sucesivamente varios productos, al fin resulta un polvo amarillo al que se atribuyó ántes la composicion N_2S_3 , mas, For- dos y Gélis probaron que es una mezcla de azufre con un sulfido de nitrógeno, cuya fórmula es NS ó N_2S_2 . Segun estos mismos químicos, el sulfido puro se prepara ventajosamente haciendo pa- sar una corriente de amoníaco por una disolucion de diclorido de azufre en ocho hasta diez veces su volúmen de sulfido de car- bono. Se forma clorido de amonio, que se precipita en forma de copos, al mismo tiempo el líquido se oscurece mas y mas mer- ced á la produccion de un cuerpo rojizo, á saber, del sulfido de nitrógeno, el que en seguida se deposita tambien juntamente con el clorido de amonio. Luego el sulfido de nitrógeno vuelve á disolverse por el exceso de amoníaco, y cuando el líquido ha tomado un color amarillo naranjado debe detenerse la introduc- cion de amoníaco porque de lo contrario comenzaria á descom- ponerse el sulfido formado. Evaporando el líquido filtrado cris- taliza el sulfido de nitrógeno y siendo él ménos soluble en sulfi- do de carbono que el azufre, se le puede separar fácilmente de este.

El sulfido de nitrógeno forma cristales transparentes ama- rillos de oro. Detona al martillarle, asimismo al calentarle á 157° en un tubo cerrado; mas sobre el carbon candente se funde sin esplosion. Es insoluble en el agua, y muy poco soluble en el alcohol y éter; su mejor disolvente el sulfido de carbono no disuelve mas de 15 por mil. Esta disolucion se descompone pronto con pro- duccion de azufre y cianido de azufre. Al contacto del aire hú- medo da el sulfido de nitrógeno amoníaco, hiposulfito y tritona- to de amonio.



Fuera del sulfido de nitrógeno, que acabamos de explicar, no conocemos otro con certeza.

COMBINACIONES DEL NITRÓGENO CON EL OXÍGENO Y LOS HALÓGENOS.

Oxiclорidos de nitrógeno.

El anhídrido cloronitroso ó protoclorido de nitrosilo (NOCl) se obtiene mezclando un volúmen de cloro con 2 de óxido de ni- trógeno (1).

(1) En cuanto á esta nomenclatura véase (pág. 000). Este oxiclорido se puede considerar como el ácido nitroso (NO.OH) en que el resto de agua (HO) es reemplazado por 1 átomo de cloro, ó como el anhidri- do nitroso $\left. \begin{matrix} NO \\ NO \end{matrix} \right\}$ O en que el oxígeno es sustituido por dos átomos de cloro.

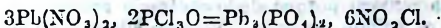
Cl₂, 2NO=2NOCl

Se halla constantemente en el agua régia. Es un gas amarillento, que se liquida á -5° formando un líquido rojo. Es descompuesto por el agua y los álcalis; con el anhídrido sulfúrico da un compuesto cristalino (SO₂, NOCl).

El cloroperóxido de nitrógeno ó diclorido de nitrosilo (NOCl₂) se engendra de una mezcla de 3 partes de ácido clorhídrico y de 1 de ácido nítrico ligeramente calentada. Haciendo pasar los vapores que se desprenden primero por un tubo de U enfriado solo á 0° para retener el agua y los ácidos nítrico y clorhídrico arrastrados y luego por otro rodeado de una mezcla refrigerante que da un frío de unos -20° se condensa en este último tubo un líquido rojo, humeante é hirviendo á -7° el que es el mismo cloroperóxido. Sus vapores son amarillos de limón. La reacción por qué se forma este cuerpo se espresa por la siguiente fórmula.



El anhídrido cloronítrico ó el protoclorido de nitrilo (NO₂Cl) se produce por la acción del óxido de fósforo sobre el nitrato de plomo:



Es un líquido poco teñido, de olor del agua régia; hierve á 5°. El agua le descompone en ácido clorhídrico y nítrico.



Con muchos cloridos metálicos (por ejemplo, del estaño, titanio, hierro, aluminio) forma compuestos cristalinos y volátiles. El del estaño tiene la fórmula: SnCl₄ + 2NO₂Cl, el del aluminio: Al₂Cl₆ + 2NO₂Cl.

Oxibromidos de nitrógeno.

El anhídrido bromonitroso ó protobromido de nitrosilo (NOBr) se obtiene pasando óxido de nitrógeno por bromo enfriado bajo -4°, el bromo aumenta su volumen y se oscurece mucho transformándose en anhídrido bromonitroso. Es un líquido mas denso que el agua, hierve á -2°. Hirviendo se descompone: los vapores encierran mas del óxido de nitrógeno que exige su fórmula y queda un residuo mas rico en cloro, á saber, el bromoperóxido de nitrógeno (NOBr₂). El agua descompone el anhídrido bromonitroso con desprendimiento de óxido de nitrógeno.



El bromoperóxido de nitrógeno ó dibromido de nitrosilo (NOBr₂) se obtiene por destilación del oxibromido anterior. Hierve á 46°, y es descompuesto por el agua.

El anhídrido tribromonítrico ó tribromido de nitrosilo (NOBr₃) se produce saturando el bromo á 5-10° por óxido de nitrógeno. Destilando luego el líquido á 40-55° se le obtiene en estado de un líquido pardo de la densidad 2,628 (á 22,6°). Hierve sin des-

componerse, se disuelve en alcohol y éter, mas el agua le descompone.

COMBINACIONES DEL NITRÓGENO CON EL AZUFRE Y LOS HALÓGENOS.

Sulfocloridos de nitrógeno.

El sulfido de nitrógeno se une en diferentes proporciones con el diclorido de azufre. Ohtiénense fácilmente estos compuestos mezclando las disoluciones de dichas dos sustancias en el sulfido de carbono, ó tambien haciendo obrar el amoniaco, sobre el diclorido de azufre. Se conocen tres sulfocloridos.

El primero, $NS.SCl_2$ ($2NS.S_2Cl_4$) se forma con un exceso de clorido de azufre y se deposita en estado de cristales amarillos. Al contacto del aire pierden una parte del clorido de azufre y toman color rojo oscuro, transformándose en el cuerpo siguiente.

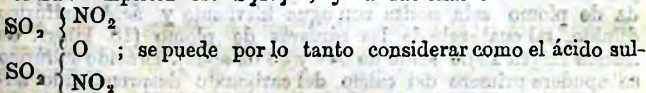
El segundo sulfoclorido se espesa por la fórmula $2NS.SCl_2$ ($4NS.S_2Cl_4$). Se cambia á 100° completamente en el

Tercer sulfoclorido, $3NS.SCl_2$ ($6NS.S_2Cl_4$). Este se obtiene tambien directamente añadiendo sulfido de nitrógeno en exceso al clorido de azufre. El agua le descompone produciendo un compuesto de color azul hermoso.

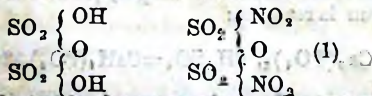
El protoclorido de azufre da con el sulfido de nitrógeno compuestos análogos.

COMBINACIONES DE LOS COMPUESTOS ANTERIORES NITROGENADOS CON EL ÁCIDO Y ANHIDRIDO SULFÚRICO.

Haciendo obrar el anhídrido sulfúrico sobre el óxido de nitrógeno en balones fuertes y cerrados á la lámpara, se forma un cuerpo cristalino semejante en su apariencia exterior al mismo anhídrido sulfúrico; se funde á 217° y da un líquido amarillo rojizo, subiendo mas la temperatura se oscurece, y en fin se volatiliza. Al aire y en contacto con agua se descompone. Su fórmula empírica es: $S_2N_2O_3$, y la racional ó teórica:



fúrico humeante en que los dos restos de agua están reemplazados por el nitrilo:

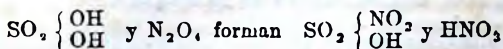


(1) Análoga es la composición del oxiclorigo de azufre $S_2O_3Cl_2$, que hemos visto (pág. 185), pues se puede espesar por la fórmula:

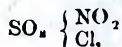


Otro compuesto líquido de una composición semejante resulta de la acción del peróxido de nitrógeno sobre el anhídrido sulfúrico, él se espesa por la fórmula empírica $S_2N_2O_{10}$.

Reaccionando el peróxido de nitrógeno con el ácido sulfúrico concentrado se originan los cristales de las cámaras de plomo (pág. 173), ellos se forman del ácido sulfúrico sustituyendo un grupo de nitrilo á un resto de agua:



El anhídrido clorónico se une directamente con el anhídrido sulfúrico y produce un compuesto cristalino, delicuescente, fusible, descomponible por agua. Su constitución se espresa por esta fórmula:



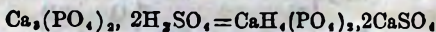
ARTICULO II.

FÓSFORO Y SUS COMPUESTOS CON LOS ELEMENTOS DE LOS GRUPOS ANTERIORES.

Fósforo P.

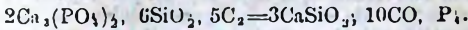
Sin. Phosphor, phosphorus, phosphore.

1º PREPARACION.—El fósforo se extrae de los huesos, que contienen como $\frac{1}{3}$ de materias orgánicas y $\frac{2}{3}$ de minerales (principalmente fosfato de calcio, 55 por ciento, carbonato de calcio, 11 por ciento y 1 hasta 2 por ciento de fosfato magnésico). Por una calcinación al contacto del aire se quema la materia orgánica (1) y quedan *huesos blancos*, que pulverizados y tamizados constituyen la *ceniza de huesos*. Mézclase poco á poco en una tina forrada de plomo esta ceniza con agua hirviendo y ácido sulfúrico diluido, tal cual sale de las cámaras de plomo (10 kilogr. de huesos exigen 10 de ácido de 50° y 50 de agua). El ácido sulfúrico se apodera primero del calcio del carbonato desprendiendo anhídrido carbónico con una viva efervescencia, y toma en seguida una parte del calcio del fosfato *neutral*, que se transforma en fosfato *diácido* según la reacción:



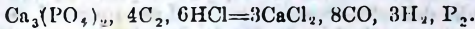
(1) Hace pocos años se ha comenzado á tratar los huesos primero con ácido clorhídrico, para disolver los fosfatos y el carbonato y aislar la sustancia orgánica, que es un material excelente para la fabricación de la colla. Con esta disolución en ácido clorhídrico se obra en seguida de un modo análogo como con la ceniza de huesos.

fuerte para sacar sólo el fósforo. Verifícase en estas circunstancias la reacción siguiente:



Mas siendo la transformación del fosfato de calcio en silicato, aun en temperatura *muy alta* rara vez completa, no se ha introducido este procedimiento en la industria.

Mayor ventaja ofrece otro método propuesto hace poco tiempo por Cari-Montrand. Una mezcla íntima de partes iguales de ceniza de huesos y de carbon molido se enrojece en tubos de porcelana y se pasa por ella gas ácido clorhídrico seco, los productos gaseosos entre los cuales se hallan los vapores de fósforo se condensan en un recipiente. En los tubos de porcelana queda clorido de calcio con el exceso del carbon.



Este método muy sencillo deja lograr todo el fósforo de los huesos.

En los laboratorios no se puede preparar el fósforo con ventaja, y así es que en ellos se utiliza siempre el fósforo industrialmente fabricado.

Epuracion y moldeado del fósforo. El fósforo bruto contiene carbon y diversas materias arrastradas: para purificarle se le pasa en un cajon lleno de agua caliente por entre de una capa de negro animal, y luego se le pone en una piel de gamuza, con la que se hace una bolsita A (fig. 62), forzándole por presión á que se filtre debajo del agua á 50°. Para tenerle en barras se le penetra por presión ó aspiracion en tubos de vidrio algo cónicos, que se enfrian bruscamente, el fósforo se contrae al solidificarse y sale con facilidad de los tubos.

Puede tambien purificarse el fósforo mas completamente destilándole en una retorta de vidrio atravesada por una corriente de gas hidrógeno (1).

2° PROPIEDADES FÍSICAS El fósforo es un cuerpo alotrópico y se ofrece en tres estados diferentes.

a) *Fósforo comun.* Tal es el fósforo que se obtiene en los métodos de preparacion que hemos espuesto. Es un cuerpo sólido que recién fundido es flexible y puede rayarle la uña si está puro; $\frac{1}{1000}$ de azufre le pone duro y quebradizo á la temperatura ordinaria. Enfriado paulatinamente es incoloro ó de un color ligeramente ambarado y trasparente; mas despues de solidificarse

(1) El fósforo comercial tiene comunmente arsénico, que se deriva del ácido sulfúrico empleado en su preparacion. De la disolucion del tal fósforo en ácido nítrico, de la cual se ha espulsado el exceso de ácido nítrico por medio de evaporacion, precipita el ácido sulfhídrico suñido de arsénico amarillo. Si el fósforo contiene antimónio, que sucede á veces, se produce en las mismas circunstancias un precipitado anaranjado. Cuando el clorido de bario engendra un precipitado blanco en la disolucion del fósforo en ácido nítrico hay azufre en el fósforo.

rápida-mente es turbio y sin trasparencia. Tiene lustre de cera ó manteca. Puede cristalizarse en octaedros ó dodecaedros regulares. La densidad del fósforo sólido es á 10° 1,826, del líquido á 44° 1,743. Fúndese á 44° y forma un líquido oleoso, incoloro y trasparente. Presenta el fenómeno de la sobrefusion: una vez líquido puede conservar este estado aun á la temperatura ordinaria. Mas allá de 30° no se solidifica de nuevo sino al contacto de una partícula de fósforo comun, y mas abajo de este calor se solidifica por simple agitacion. El fósforo hierve entre 250-290°, y se evapora algo ya á la temperatura ordinaria. La densidad del vapor es 62. El peso atómico del fósforo es 31 (1).

El fósforo se disuelve algo en agua. Cuando se le espone en agua á la luz, comunica á ella su olor y sabor y tambien los influjos venenosos; ademas atribuye á ella la propiedad de lucir en oscuro, si se la mezcla con agua hirviendo ó si se la agita (2). El mejor disolvente del fósforo comun es el sulfido de carbono (3). En cantidad corta le disuelven tambien el alcohol, éter, algunas esencias etéricas y aceites grasas.

b) *Fósforo amorfo ó rojo*. El fósforo comun espuesto mucho tiempo á la influencia de los rayos solares ó á la accion del calor se pone rojo. La luz no produce esta modificacion sino en la superficie de las barras de fósforo, el calor prolongado suficientemente (48-60 horas á la temperatura de 200-250°) tranforma casi por completo el fósforo ordinario en rojo.

Para preparar el fósforo amorfo en cantidad notable se llena una retorta cilíndrica de hierro colado C (fig. 63) cerrado con una tapadera que tiene una abertura, de donde arranca un tubo encorvado E de llave que va á parar al mercurio (V). La retorta está rodeada de un baño de arena B contenido con otro A de aleacion de plomo y estaño, se calienta primero lentamente para espulsar el aire y el agua; despues cuando ha cesado todo desprendimiento de gas, se eleva poco á poco la temperatura á 240°, donde se le mantiene unos diez dias quedando encendida una lamparilla (b) debajo del tubo encorvado para impedir no se obstruya. Cuando cesa de calentarse, se cierra la llave en terminos que no pueda penetrar el mercurio en el aparato. Despues del enfriamiento se despegá el fósforo sólido, se le muele y se quita toda señal de fósforo comun por el sulfido de carbono, que no disuelve el fósforo amorfo. Con este objeto

(1) Diez determinaciones de Schroetter daban números, cuyos términos extremos eran 30,9358 y 31,060 y el medio 31,0274.

(2) El agua en que se conserva el fósforo al contacto del aire se carga con ozono (cfr. pág. 99). Se le puede obtener muy dividido poniendo fósforo con agua á cosa de 50° en un frasco que se tapa y se agita hasta que se haya enfriado el líquido por debajo de 30° próximamente.—Una granulacion mas fina del fósforo se consigue agitando el fósforo fundido en una disolucion de urea ó en orina fresca; tambien sirven para el mismo fin una disolucion de carbonato de amonio, de amoníaco, de goma, dextrina, engrudo de almidon &c.

(3) Dejando evaporar algunas gotas de la disolucion del fósforo en sulfido de carbono sobre papel, se enciende espontáneamente el fósforo, merced al estado de grande division.

se trata primero la masa molida con sulfido de carbono y se añade luego una disolucion de clorido de calcio del peso esp. 1,45 ó de 38 á 40° (Beaumé): se forman dos capas liquidas, la superior es la disolucion de fósforo comun en sulfido de carbono, la inferior es la disolucion del clorido del calcio en cuyo fondo está el fósforo amorfo.

El fósforo amorfo se presenta generalmente en estado de polvo rojo parduzco amorfo sin brillo y no se cristaliza sino muy difícil é imperfectamente. Su densidad varía entre 1,964 y 2,1. No se funde, aun en la temperatura roja, pero se evapora transformándose en fósforo comun. La evaporacion comienza ya á 260°, sin embargo aun á 447° sigue muy despacio. Conduce la electricidad, pero su poder de conduccion es sumamente débil en comparacion con el de los metales (1).

c) *Fósforo metálico.* Esta modificacion se obtiene de la manera siguiente. Un tubo de vidrio muy poco fusible se llena con $\frac{1}{4}$ con fósforo comun y el resto con pedazos de plomo, luego el extremo abierto se afila, y despues de vaciar el tubo por medio de la máquina neumática, se le cierra á la lámpara de esmaltador. Si el tubo se calienta fuertemente durante 10 horas en un baño de magnesia usta, el plomo fundido disuelve el fósforo y le aísla de nuevo al enfriarse en forma de hojitas cristalinas delgadas, negras por reflexion y rojos por trasmision. Otros cristales de fósforo metálico encierra todavia el plomo: se les saca poniendo el plomo en ácido nítrico diluido (peso esp. 1,1) y lavando en seguida los cristales con ácido clorhídrico y agua. Los cristales son romboedros hexagonales y probablemente isomorfos con los del arsénico, antimonio y bismuto. Su densidad es 2,34 á 15° 5'. El fósforo metálico no se evapora sino sobre 358° (2).

3° PROPIEDADES QUÍMICAS. Las moléculas del fósforo constan, á lo menos en estado de vapor, de 4 átomos. El fósforo funciona como elemento tri- y cincovalente, y tambien rara vez como monovalente, su afinidad química hácia los demas elementos es poderosa y bastante universal, y se distingue por lo tanto mucho del nitrógeno á que es sin embargo completamente análogo. Con el hidrógeno se combina indirectamente en 3 diferentes proporciones produciendo compuestos muy interesantes. La llama de hidrógeno, que ha pasado sobre fósforo tiene la propiedad característica de estar verde de esmeralda en su interior. Tambien cuando se ponen en el frasco de desprendimiento del

(1) Si se pone el poder de conduccion, que posee la plata á 0° igual á 100, el del fósforo amorfo á la misma temperatura será igual á 0,00000123.

(2) Algunos químicos consideran como modificaciones especiales de fósforo tambien las costras opacas, ora amarillentas, ora rojizas, con que se cubre el fósforo al conservarle bajo el agua sin resguardarle de la influencia de la luz. Segun otros, se debe este cambio superficial á una corrosion del fósforo por el oxígeno.—Se pueden quitar estas cubiertas opacas, caldeando el fósforo en agua acidulada por ácido nítrico, ó con una disolucion de bicromato de potasio á la cual se ha añadido ácido sulfúrico.

hidrógeno, fósforo, fosfidos metálicos, ácido hipofosforoso, fosforoso &a. el interior de la llama de hidrógeno se pone verde. Sirve este fenómeno para descubrir con mucha sensibilidad el fósforo.—Los halógenos se unen directamente y con energía con el fósforo. El fósforo puesto en una copela de barro, que penetra en un frasco lleno de cloro, se inflama espontáneamente: se forma entónces triclorido ó pentaclorido de fósforo, segun están en exceso el fósforo ó el cloro. El bromo y el iodo se combinan del mismo modo con el fósforo, desprendiendo calor y luz; una parte del fósforo pasa al mismo tiempo al estado de fósforo amorfo.

Con el oxígeno reacciona de diferente manera segun las varias circunstancias. A la temperatura ordinaria y bajo la presión atmosférica se oxida directamente al contacto del aire reluciendo por eso en la oscuridad, lo cual le ha valido su nombre (*φῶς*=luz, *φέρω*=yo llevo). (Fosforescencia.) Luce mas fuertemente en el aire rareficado que en el ordinario; en el oxígeno comienza á relucir sino á 27°. El producto de esta oxidación lenta es el anhídrido fosforoso, cuando se verifica en aire ú oxígeno seco; mas el ácido fosforoso si se hace en los gases húmedos. Al efecto se le espone el fósforo en tubitos A delgados por una estremidad y situados unos al lado de otros en un embudo que descansa en un frasco D en su tercera parte lleno de agua y cubierto con una campana B (fig. 64) Al mismo tiempo se forman ozono y un poco de nitrito de amonio. Estos últimos productos constituyen segun Schoenbein los vapores blancos que se ven durante la formación del ácido fosforoso.

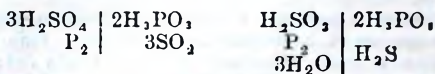
Pasando en frio una corriente lenta de aire seco por fósforo en exceso contenido en un tubo de vidrio (fig. 65) en la dirección de (a) hácia (b), se engendra anhídrido fosforoso que deposita en forma de polvo blanco detras del fósforo.

Calentado el fósforo en aire ú oxígeno seco á unos 60° se inflama y produce quemándose con brillo deslumbrador anhídrido fosfórico. El calor desprendido por la oxidación lenta del fósforo á la temperatura ordinaria suele ser suficiente para determinar su inflamación; de aquí es el peligro de *manejarle mucho tiempo con las manos*. Por lo demas, la inflamación es tanto mas fácil, y por lo mismo mas de temer, cuanto mas dividido está el fósforo. Un pedazo de papel impregnado de una disolución de fósforo en el sulfido de carbono prende fuego al instante que se ha evaporado el líquido. Siendo la temperatura de encendido para el fósforo muy bajo puede hacerse su combustión hasta en medio del agua: situado el fósforo en el fondo de un vaso debajo del agua á 50°, se conduce por un tubo afilado oxígeno, y se ve que surcan el líquido brillantes esplandores. Fórmase ácido fosfórico que se disuelve en el agua y una parte del fósforo pasa al estado rojo, viéndosele flotar en lijeros copos en medio del líquido.

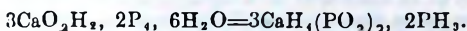
Con el azufre ligeramente calentado se combina el fósforo directamente y forma con él diferentes compuestos, mas que con el oxígeno. Tambien con el selenio se puede mezclar en toda proporción, y forma sin duda en tal caso algunas combinaciones químicas.

Con muchos metales se une directamente en temperatura subida produciendo fosfidos á veces con desprendimiento de luz y calor. De algunas disoluciones metálicas (por ejemplo de cobre, plata, plomo,) precipita los metales formando al mismo tiempo fosfidos.

El ácido nítrico y el agua régia le atacan el fósforo con una violencia capaz de causar una esplosion; formase ácido fosfórico. Con el ácido sulfúrico se produce en calor ácido fosforoso y anhídrido sulfuroso, mas con el ácido sulfuroso ácido sulfhídrico:



El fósforo calentado en una disolucion hirviendo de hidróxidos alcalinos ó tierroalcalinos da hipofosfitos y fosfido de hidrógeno.



El fósforo amorfo no solo se distingue por las propiedades físicas del comun sino tambien por sus propiedades químicas: es mucho ménos activo que este. Con el cloro se combina sin desarrollar luz, y forma primero triclorido y luego pentaclorido de fósforo; solo si está finamente pulverizado arde en el cloro con produccion de pentaclorido. Con el bromo si, ya se une á la temperatura ordinaria desarrollando luz, mas con el iodo no reacciona sino á temperatura subida y da varios iodidos de fósforo segun las cantidades relativas de fósforo y iodo.

No se oxida á temperatura ordinaria en contacto del aire ú oxígeno; en aire húmedo se cambia muy lentamente y prodúcese ácido fosforoso. Se enciende á 260 y perfectamente se quema solamente á unos 300°. Pulverizado se disuelve mas fácilmente en el ácido nítrico que el fósforo comun. Con las sustancias oxidantes, como son clorato y nitrato de potasio, bicromato de potasio, peróxido de plomo y de manganeso &c. no se quema tan fácilmente como lo hace el fósforo comun; puede sin embargo con algunas de estas tambien causar detonaciones peligrosas (por ejemplo al calentar ó frotarle con anhídrido crómico).

4° PROPIEDADES FISIOLÓGICAS. El olor del fósforo recuerda el de ajo, en estado de solucion tiene un sabor picante y muy desagradable. El fósforo es excesivamente deletéreo. Cuando cae el fósforo ardiente sobre la piel produce quemaduras peligrosísimas. Tomado interiormente pasa sin cambiarse á la sangre, solo una cantidad muy corta se transforma en el estómago en ácido fosfórico y fosforoso. Produce por lo comun al principio vómito, luego dolores agudos en el estómago y los entrailes, desfallecimientos, convulsiones, dificultad de respiracion, parálisis y en fin la muerte, frecuentemente se observan manchas rojas sobre la piel é hinchason del vientre. Se conocen casos en los cua-

les la cantidad de 0,05 gramos causaba la muerte, y se puede decir que la dosis de 0,1 gramo es siempre letal. No se conoce ningun contraveneno seguro. Los mejores de los que se usan parecen los hipocloritos de magnesio y sodio. Para combatir las quemaduras por el fósforo se lava la herida rápidamente con agua en la cual se ha diluido magnesio.

El fósforo amorfo es enteramente inocuo, y no obra sobre el organismo vivo.

5° APLICACIONES.—El fósforo se emplea principalmente en la preparacion de las pajuelas ó fósforos. Las pajuelas comunes son de madera de pino ó tambien de pobo ó de álama blanco: estas maderas ya bien secas se cortan en trozos cortos, que se dividen despues en el sentido de las fibras en pequeñas prismas con cuchillos mecanicos. Hay pajuelas de triple clase, á saber: las de fósforo ordinario, las de fósforo amorfo, las sin fósforo.

a) *Pajuelas de fósforo ordinario.* Las pajuelas reunidas en cuadros se mojan sobre una longitud de 5 milímetros en un baño de azufre fundido y mantenido á unos 125°. Para guarnecerlas de pasta infamable se ponen en una mesa de mármol ligeramente calentada y cubierta en un grueso de 3 milímetros de una pasta semifluida compuesta de uno de estos ó semejantes modos:

	CON COLA									
	a	b	c	d	e	f	g	h	i	k(1)
Fósforo.....	4	5,5	5	5	5,5	5,5	5	5,5	3	4
nitrato potásico.....	10	4-6	3	—	—	—	—	—	2-2	—
„ de plomo.....	—	—	—	3	—	—	—	—	—	—
peróxido de plomo { minio.....	—	—	—	—	12	10	12	9	22	—
{ ác.nf.	—	—	—	—	4	4	6	3	12	—
minio.....	5	—	3	—	—	—	—	—	—	—
bicromato potásico.....	—	—	—	—	—	—	—	—	—	1
sulfido de ar. timonio.....	—	—	—	—	—	—	—	—	—	4
pirita.....	—	—	3	3	3	3	3	3	—	—
peróxido de manganeso..	—	—	3	3	5	5	5	4	1	—
carbonato de plomo.....	—	—	—	—	—	—	—	—	$\frac{1}{2}$	—
ultramar.....	—	5	—	—	—	—	—	—	—	—
pie dra pomez ó vidrio pulv.	—	7	3	3	2	4	4	3	1	—
negro de humo.....	—	—	—	—	0,5	—	0,25	—	—	—
cok.....	—	—	—	3-5	—	—	—	4	—	—
esmalte.....	2	—	—	—	—	—	—	—	—	—
cola.....	6	9	9	9	9	9	10	9	6-6,5	6
goma.....	—	1	1	—	—	—	—	—	—	—
esencia de trementina....	—	0,5-1	0,5-1	0,5-1	0,5-1	0,5-1	0,5-1	0,5-1	0,5	—

(1) a) receta segun Boettger, b) pajuelas azules segun H. Wagner, c)—h) páj. negras segun H. Wagner, i) pajuelas de Viena para los salones, k) segun H. Wagner.

INGREDIENTES	SIN COLA									
	a	b	c	d	e	f	g	h	i(1)	
Fósforo.....	4,5	3	4,25	3	2,75	9	1,25	1,50	3	
nitrate de potásico.....	—	—	—	2-3	—	14	8	—	—	
peróxido de plomo { minio..	20	26	20	22	21	—	—	5	} 2	
{ ácid.nít.	10	12	10	12	12	—	—	2		
minio.....	—	2	—	—	—	—	—	—	—	
pirita.....	—	—	—	—	1	—	—	—	—	
peróxido de manganeso.....	3	—	4	1	—	16	8	—	—	
carbonato de plomo.....	$\frac{1}{6}$	—	—	$\frac{1}{2}$	$\frac{1}{3}$	—	—	—	—	
piedra de pomez ó vidrio pulv.	3	—	2	1	—	—	2	—	2	
negro de humo.....	0,25	0,5	0,25	—	0,25	—	—	0,25	—	
coque.....	—	—	4	—	—	—	—	—	—	
goma.....	9	6	8,5	5,5	5,5	16	5	3	3	
esencia de trementina.....	0,5-1	—	0,5-1	0,5	0,5	—	—	—	—	

El olor desagradable que despiden el azufre ardiendo, fué causa de que se idease reemplazarle con ácido esteárico ó sustancias grasas, al intento se pone la punta de las pajuelas ó fósforos en el fondo plano de peroles estafiados cubiertos con una capa de 3 ó 4 milímetros de ácido esteárico fundido. En seguida se baña como de costumbre en una pasta inflamable, que generalmente se diferencia de la anterior en que contiene clorato de potasio. Esta sal, activando la combustion del fósforo, eleva lo bastante la temperatura para determinar la inflamacion del ácido esteárico, cuerpo no tan combustible como el azufre.

b) *Pajuelas de fósforo amorfo.* Ellas tienen la doble ventaja de estar bañados en una pasta no venenosa y de no inflamarse sino en un frotador especial, evitando de este modo los peligros de envenenamiento é incendio; además de que desaparecen las enfermedades, que ocasionan en los obradores las emanaciones de pastas de fósforo ordinario.—Estos fósforos bañados como los anteriores en azufre, ácido esteárico &c, se cubren con una pasta inflamable segun una de las composiciones siguientes ó semejantes á ellas:

(1) Pasta negra segun H. Wagner, b) segun Moldenhauer, c) segun Wagner, d) y e) pajuelas de Viena para los salones (que tienen además 1—1,5 de clorato de potasio), f) segun Boettger, g) h) i) pajuelas presentadas en la última esposicion en Paris.

INGREDIENTES.	a	b	c	d	e	f	g	h	i (1)
Clorato de potasio.....	4	2	1	11	8	7	11	10	11
bicromato de potasio....	0,4	—	—	—	0,5	2	2	1	2
nitrate de plomo.....	—	—	—	—	3	2	—	—	—
peróxido de manganeso..	—	—	—	1	—	—	1	1	11
pirita.....	—	—	—	1,5	—	—	1,5	2	1,5
azufre.....	1,4	—	1	—	—	1	—	—	—
sulfido de antimonio.....	—	—	—	—	8	—	—	—	—
polvo de carbono.....	—	1	—	—	—	—	—	—	—
„ de vidrio.....	—	1	—	—	—	—	1,5	2	1,5
umbrá.....	—	1	1	—	—	—	—	—	—

La superficie en que debe frotarse está bañada en una composición como la siguiente:

Ingredientes:	a (2)
pirita.....	7
polvo de vidrio	3
fósforo amorfo..	9
cola.....	1

Aunque las pajuelas de fósforo amorfo sean preferibles á los comunes, presentan todavía en la misma fabricación del fósforo amorfo inconvenientes que han motivado sustituirlos por las pajuelas sin fósforo, que describiremos al hablar del clorato de potasio.

c) *Cerillas.* Se pasan mechas de algodón no torcidas en un baño de cera fundida, y despues en una hilera que las hace cilíndricas. Cortando estas mechas de longitud debida, se forman unas cerillas que se bañan en una pasta muy fácilmente inflamable para no tener necesidad de un frotamiento muy enérgico que las encorvaria. Estas cerillas ó fósforos se usan principalmente en España y tienen la ventaja de arder tres ó cuatro veces mas tiempo que las pajuelas ordinarias.

Las propiedades fisiológicas del fósforo comun se utilizan en la medicina, mas los peligros ocasionados por tal uso, impelen á reemplazarle por otros remedios aun mas eficaces é innocuos,

(1) Pasta, que imita la sueca, b) y c) inglesa ("Mennous") d) segun H. Wagner, c) segun Lutz, g) pajuelas de salones (se hace la pasta con 1 parte de goma 2 de agua) segun Wagner, h) segun el mismo, para pajuelas con azufre, i) pasta sueca, se le hace con 1 parte de goma y dos de agua; en fin se cubren las pajuelas con un barniz de $\frac{1}{2}$ kilógr. de goma laca blanqueada, 1 $\frac{1}{2}$ kilógr. de colofonia, de 100 gramos de esencia de trementina, 33 gramos de alcanfor, 200 gramos de benjuf, 8 gramos de aceite alhucema, 250 gramos de barniz de linaza, 1 $\frac{1}{2}$ litro de alcohol.— En general no se debe tomar de la sustancia pegante nunca mas de $\frac{1}{6}$ parte del peso total de los demas ingredientes de la pasta.

(2) a) sirve para todos pajuelas de fósforo amorfo y es tambien la composición para las pajuelas suecas.

que se tienen para las mismas enfermedades.—Por sus propiedades tóxicas sirve para destruir las ratas: con este fin se hace una pasta de fósforo fundido, harina y un poco de grasa. Una disolución de fósforo común en esencia de trementina se usa para espulsar las chinches.

6° ESTADO NATURAL. En el reino inorgánico existe el fósforo, según se sabe hasta el día, solo en estado de fosfatos. El fosfato mas esparcido es el de calcio: no solo se halla en forma de mineral cristalino, á saber, de *apatita* $=3[\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2] + \text{Ca} \left\{ \begin{array}{l} \text{F}_2 \\ \text{Cl}_2 \end{array} \right.$, sino tambien en depósitos amorfos de mucha estension mezclado con otros fosfatos y minerales que se derivan de sustancias animales. Tales forma la *osteolita* y la *fosforita* (tienen 80-85 por ciento de fosfato de calcio) la *sombrerita* (tiene 65 por ciento de fosfato de calcio y 17 de fosfato de aluminio) el *guano* (su contenido de fosfato cálcico varía entre 25 y 85 por ciento) (1). Otros minerales, pero mucho mas escasos, que constan de fosfatos son la *taicapatita* $=3 \left(\begin{array}{l} \text{Ca}_3 \\ \text{Mg}_3 \end{array} \right) (\text{PO}_4)_2 + \text{Ca} \left\{ \begin{array}{l} \text{F}_2 \\ \text{Cl}_2 \end{array} \right.$, la *wagnerita* $=3[\text{Mg}_2(\text{PO}_4)_2] + \text{MgF}_2$, la *struvita* $=(\text{NH}_4)\text{Mg}_2\text{PO}_4 + 6\text{ag}$, la *avelita* $=\text{Al}_2(\text{PO}_4)_3 + \text{Al}_2\text{H}_2\text{O}_6 + 12\text{ag}$, la *triflita* (protofosfato de hierro y litio), la *triplita* (protofosfato de hierro y manganeso) la *heterosita*, *hureaulita*, *vivianita*, *beraunita*, *cacozena*, *craurita* (son todos diferentes fosfatos de hierro), la *piromorfita* (esencialmente $=3\text{Pb}_2(\text{PO}_4)_3 + \text{PbCl}_2$), la *wanita* (fosfato de uranio con fosfato de calcio ó de cobre), la *fosforocalcita*, *tagilita*, *libetinita*, *elita* (son varios fosfatos de cobre), la *ambligonita* (fosfato de aluminio, litio y sodio y fluorido de los mismos), *quildrenita* (fosfato hidrático de aluminio, hierro y magnesio). No hay quizás ningun terreno y ninguna agua natural en que no se descubre la presencia de fosfatos.

Del suelo y abonos, el fosfato de calcio disuelto en el agua, merced á la presencia del anhídrido carbónico, para á las plantas y de estas á los animales. Estos contienen el fósforo no solo en forma de fosfato en las partes huesosas y en sus líquidos, sino tambien en union orgánica en ciertos albuminatos y principalmente en el sistema nervioso.

LOS COMPUESTOS DEL FÓSFORO CON EL HIDRÓGENO.

El fósforo forma con el hidrógeno tres compuestos, un gaseoso, un líquido y un sólido. Todos tres son muy combustibles y arden con una llama brillante dando ácido fosfórico y vapor de agua. *El fosfido gaseoso* puro se inflama por sí mismo á 100° con el contacto del aire, mas cuando está mezclado con vapores del fosfido líquido se inflama espontáneamente á la temperatura ordinaria. Pues *el fosfido líquido* es espontáneamente inflamable y se produce en las mas de las reacciones que dan origen al fosfido gaseoso. *El fosfido sólido* resulta de la descomposicion del líquido, que por el influjo de la luz y otros, se parte

(1) Estos depósitos se usan como abonos minerales muy estimados.

en fosfido gaseoso y sólido. Es un polvo amarillo inflamable solo á unos 200°.

Fosfido gaseoso de hidrógeno PH₃.

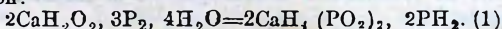
Sin. Phosphorwasserstoffgas, phosphoretted hydrogen gas, phosphure d'hydrogène gaseux.

1° PREPARACION. Muy varias son las reacciones que pueden servir para la preparacion del fosfido gaseoso de hidrógeno no espontáneamente inflamable ó del espontáneamente inflamable.

a) *Preparacion del gas espontáneamente inflamable.* Con cal apagada y un poco de agua se hacen unas bolitas en cuyo centro se introduce un fragmento de fósforo, y que se ponen en un pequeño matraz (fig. 65), que se acaba de llenar con cal apagada á fin de que quede el menor aire posible; se adapta en seguida un tubo abductor y se calienta lentamente. Las primeras burbujas se inflaman en el matraz y se espera que ya no se produzca la inflamacion sino en el extremo del tubo abductor, el cual se sumerge despues en el agua y se recoge el gas en cilindros. La reaccion que da origen al fosfido gaseoso es la siguiente:



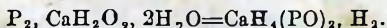
El gas obtenido de este modo es espontáneamente inflamable, porque contiene vapor del fosfido líquido producido por la reaccion:



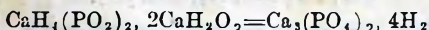
Tambien puede calentarse poco á poco en un matraz una disolucion de hidróxido de potasio con una barra de fósforo; la reaccion es análoga á la que produce el hidróxido de calcio, y la experiencia se conduce del mismo modo.

Se obtiene ademas el fosfido de hidrógeno espontáneamente inflamable descomponiendo por el agua el fosfido de calcio que se prepara mezclado con óxido de calcio y fosfato de calcio, pasando vapor de fósforo en cal viva enrojecida (?).

(1) Hay en el gas ademas hidrógeno libre procedente de una tercera reaccion del fosfido sobre el agua en presencia de hidróxido de calcio:



Resulta tambien de la descomposicion del hipofosfito de calcio bajo la influencia del calor en presencia de un exceso de hidróxido de calcio:



Así es que se aumenta la cantidad de hidrógeno libre hacia el fin de la operacion.

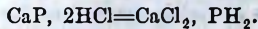
(2) Pudiendo todos los tres fosfidos de hidrógeno prepararse con el mismo compuesto, el fosfido de calcio, señalaremos mas exactamente el método de su preparacion.

Se pone en el fondo de un tubo de vidrio poco fusible y encorvado una barra de fósforo seco, y sellena la parte horizontal con fragmen-

Este fosfido de calcio proyectado en el agua da al momento fosfido de nitrógeno gaseoso mezclado con fosfido líquido é hidrógeno, se forma al mismo tiempo hipofosfito de calcio (1).

La reaccion puede hacerse en un vaso (fig. 67): al punto que el fosfido cálcico está sumergido en el agua, se ven desprenderse burbujas que se van á inflamar en la superficie del líquido.— Cuando se quiere recoger el gas desprendido de este modo, se hace la reaccion en el frasco (fig. 68) que contiene agua hervida y está provisto en su cañon central de un tubo grueso, por el cual se dejan caer fragmentos de fosfido de calcio. Antes de empezar la operacion se espele el aire por una corriente de gas hidrógeno ó anhídrido carbónico.

b) *Preparacion del fosfido de hidrógeno gaseoso no espontaneamente inflamable.* Sirve para esta preparacion el mismo aparato como en la última preparacion del gas inflamable. Mas se descompone el fosfido de calcio ya no con el agua sino con el ácido clorhídrico, y un tubo de desprendimiento conduce el gas á un frasco lavador con ácido clorhídrico. Bajo la influencia del ácido clorhídrico se forma primero clorido de calcio y fosfido de hidrógeno líquido.



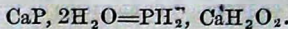
Empero al contacto del exceso de ácido clorhídrico se desdobra el fosfido líquido en fosfido gaseoso que se desprende, y fosfido sólido que queda en el frasco. Otra parte del fosfido de calcio reacciona produciendo fosfido gaseoso al mismo tiempo que hidrógeno libre.

Tambien en esta operacion el aparato ha de estar fulto de aire ántes de la introduccion de los fragmentos de fosfido de

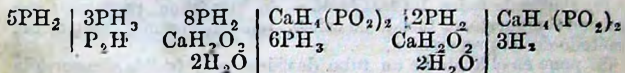
tos de cal viva; se enrojece esta parte en una rejilla, y despues se destila el fósforo, que reaccionando sobre la cal, la transforma en fosfido y fosfato de calcio con exceso del óxido de calcio.

En cantidad mas grande se le obtiene el fosfido de calcio poniendo el fósforo en el fondo de un crisol A (fig. 66) cuyo fondo pasa por entre la rejilla de un hornillo y descansa en el cenicero. La parte superior del crisol está provista de barras de cal viva (creta calcinada) y se llena el hornillo de carbones que se encienden por encima. Cuando está enrojecida toda la cal se destila el fósforo por medio de algunos carbones colocados en el cenicero.

(1) El fosfido de calcio da primero al contacto del agua y de hidróxido de calcio fosfido líquido:

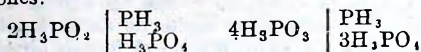


Mas de este se descompone una parte espontáneamente en fosfido gaseoso y sólido, otra parte da hipofosfito de calcio y fosfido gaseoso, ó hipofosfito é hidrógeno:



calcio. Si se olvidase esta precaucion, se formaria una mezcla detonante que inflamándose por el contacto de un resto de vapor de fosfido liquido no descompuesto, determinaria la ruptura del frasco con esplosion.

Si se desea tener gas fosfido de hidrógeno enteramente puro, es necesario descomponer por el calor el ácido fosforoso ó el hipofosforoso. Pues en esta circunstancia dan las siguientes reacciones:



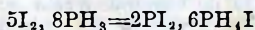
Resulta en fin gas fosfido de hidrógeno no espontáneamente inflamable, cuando se cuece una barra de fósforo en la disolucion alcohólica de hidróxido de potasio.

2º PROPIEDADES FÍSICAS.—El fosfido de hidrógeno es un gas incoloro. Su densidad es 17 (ó 1,185, aire=1), su peso molecular 34. Puede liquidarse.

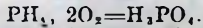
El agua disuelve 0.1122 volúmenes del gas no espontáneamente inflamable, y del inflamable 0,025 volúmenes; el alcohol, éter y los aceites volátiles absorben algo mas.

3º PROPIEDADES QUÍMICAS.—En cuanto á su constitucion química el fosfido de hidrógeno gaseoso es análogo al amoniaco, así como este es un cuerpo básico, y forma compuestos salinos despues de unirse un cuarto átomo de hidrógeno formando así el radical compuesto "fosfonio" = PH_4 .

El gas fosfido de hidrógeno se descompone en sus elementos bajo la influencia de chispas eléctricas. En el gas cloro, cada burbuja se enciende produciendo una esplosion y formando tricolorido de fósforo y ácido clorhídrico, no pudiendo practicarse el experimento sino con grandes precauciones. Esta descomposicion se obtiene con luz y sin peligro, de este modo. En un frasco B de tres tubos (fig. 69) lleno en sus $\frac{3}{4}$ de agua saturada de cloro se hace llegar una corriente del mismo gas por un tubo D encorvado en su extremo, al cual va á parar otro tubo por donde llega el hidrógeno fosforado que sale del globo C. Los dos gases reaccionan con viva luz en medio del agua; los gases en exceso salen por F.—El bromo aisla del gas fosfido de hidrógeno el fósforo y se apodera del hidrógeno formando ácido bromhídrico. El iodo da con él iodido de fósforo y ácido iodhídrico, cuando obra en frio; mas en calor produce iodido de fósforo y iodido de fosfonio.



El fosfido de hidrógeno gaseoso, siendo puro, no se inflama en contacto del aire ú oxígeno sino á la temperatura de 140°. En aire rareficado, sí, se inflama de suyo. Mas, cuando está inflamable de suyo á la temperatura y bajo la presion ordinaria, siempre contiene un poco de fosfido liquido. En tal caso cada burbuja da al quemarse una corona hermosa de vapor blanco, que no es otra cosa que ácido fosfórico formado por la reaccion:



Al pasar algunas burbujas de fosfido espontáneamente inflamable en un frasco de oxígeno arden allí con una llama muy brillante.

El gas espontáneamente inflamable á la temperatura comun pierde en todas las circunstancias esta propiedad que determinan la descomposicion del fosfido líquido, tales son: la influencia de la luz solar, de los gases ácido clorhídrico, sulfhídrico, de una mezcla de anhídrido carbónico y aire, de carbon seco, esencia de trementina, de señales de aceite, de nafta &c. Tambien la pierde con tiempo de suyo, porque el fosfido líquido se despo- ne espontáneamente.

Al contrario el gas fosfido de hidrógeno, que no se inflama de suyo, adquiere esta propiedad por 1—3 gotas de ácido nítrico humeante.

El gas fosfido de hidrógeno forma en calor con el azufre, ácido sulfhídrico y sulfido de fósforo.

Muchos metales (K, Na, Zn, Fe, Cu, Sb) quitan al fosfido de hidrógeno el fósforo y ponen en libertad el hidrógeno. Pasando el gas por entre las disoluciones de las sales alcalinas y tierraalcalinas fórmanse hipofosfitos. En las disoluciones de los metales pesados produce el fosfido de hidrógeno precipitados que ora constan de fosfidos metálicos (Cu, Pb), ora de una mezcla de fosfidos con sales básicas (Hg), ora de metal (Ag, Au). La propiedad de las disoluciones de cobre de absorber el fosfido de hidrógeno con formacion de agua y fosfido de cobre permite reconocer la presencia de hidrógeno libre, porque la disolucion de cobre (por ejemplo del sulfato de cobre) puesta en contacto con la mezcla de estos dos gases absorbe el fosfido y deja el hidrógeno. Tambien las disoluciones del ácido hipocloroso y de los hipocloritos absorben completamente el gas fosfido de hidrógeno.

Varios cloridos metálicos descomponen el fosfido de hidrógeno en calor débil con produccion de ácido clorhídrico y fosfidos metálicos ó de ácido clorhídrico, fósforo y metal.

4° PROPIEDADES FISIOLOGICAS.—El fosfido de hidrógeno gaseoso tiene el color de pescados podridos y un sabor desagradable amargo. Es muy venenoso.

5° ESTADO NATURAL. Se creia que el fosfido de hidrógeno es la causa de los "fuegos fatuos", suponiendo que él se forme en ciertos lugares pantanosos por la descomposicion de sustancias animales, y que al llegar á la atmósfera se inflame, produciendo así fuegos vacilantes é instantáneos. Sin embargo hasta el dia era imposible de comprobar esta opinion y es improbable la produccion y acumulacion de tanto fosfido de hidrógeno en la naturaleza.

Fosfido de hidrógeno líquido, PH_2 .

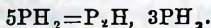
Sin. Fluessiger Phosphorwasserstoff, liquid phosphide of hydrogen, phosphure d'hydrogène liquide.

1° PREPARACION.—Para prepararle se emplea un frasco A de

tres cañones (fig. 70) lleno en sus dos terceras partes de agua mantenida á la temperatura de unos 50° por medio del baño de agua; uno de los cañones laterales tiene el tubo conductor cuya estremidad libre presenta muchos bultos, y cuya parte media encerrada está enfriada con una mezcla de hielo y sal comun. El otro cañon lateral le atraviesa un tubo que entra en el agua y por el cual se desprenden los gases cuando se tapa el primero, sirviendo ántes del principio de la esperiencia para pasar una corriente de anhídrido carbónico que espulsa el aire del frasco y precave así las esplosiones. El cañon central lleva un ancho tubo recto abierto en sus extremos y por el cual se introducen rápidamente trozos de fosfido de calcio, cerrando cada vez la abertura superior. La operacion no debe durar mas de 20 minutos. Al empezar el esperimento se mantiene tapada la estremidad C, el fosfido gaseoso que se produce espulsa el ácido carbónico por E, cuando el aparato está bien purgado se destapa C, el gas atraviesa entónces el tubo G C y la mayor parte del vapor del fosfido líquido se condensa en la parte enfriada; al mismo tiempo el vapor de agua arrastrado se solidifica y obstruye al fin el tubo, como se advierte cuando se desprenden los gases por el otro, en cuyo caso se cierra á la lámpara la estremidad C y despues se separa el tubo del frasco tapando con cera el extremo abierto. Se hace correr á la sazón el fosfido líquido hacia C y se cierra á la lámpara la parte afilada ántes.—La preparacion ha de hacerse en un sitio lo mas oscuro posible, siendo descomponible por la luz el dicho fosfido.

2° PROPIEDADES.—El fosfido líquido de hidrógeno es incoloro, no se solidifica á -20°, parece volatilizarse á 30—40°, mas á la misma temperatura ya se descompone. Es insoluble en agua; en el alcohol y esencia de trementina se disuelve al parecer, mas la disolucion se descompone muy pronto.

Descompónese con lentitud aun resguardado de la luz. Esta descomposicion es muy pronta á la luz solar, se separa en fosfido gaseoso y sólido:



La misma separacion se produce por el influjo del ácido clorhídrico y las demas sustancias ya señaladas (pág 244).

El fosfido líquido de hidrógeno se inflama espontáneamente al contacto del aire ú oxígeno, aun á una temperatura mucho mas bajo de 0°, y arde con una llama muy brillante. Bastan señales de vapor de este cuerpo para hacer espontáneamente inflamable un gas combustible cualquiera, como el fosfido gaseoso de hidrógeno, el hidrógeno, cianógeno, etileno ó gas oleifante, porque al arder el vapor del fosfido determina la inflamacion del gas combustible.

BIBLIOTECA NACIONAL
EUGENIO ESPEJO

Fosfido sólido de hidrógeno P_2H_2 .

Sin. Ester: Phosphorwasserstoff, solid phosphide of hydrogen, phosphure d'hydrogene solide.

PREPARACION. Este compuesto se obtiene haciendo llegar el fosfido gaseoso espontáneamente inflamable á un vaso que contiene mercurio y encima del cual hay ácido clorhídrico. Al atravesar este gas el mercurio llega al contacto del ácido clorhídrico, que descompone los vapores del fosfido líquido en fosfido gaseoso y fosfido sólido. El mercurio impide que este último obstruya la estremidad del tubo abductor.

Tambien se le obtiene abandonando á la luz los vasos que contienen el fosfido gaseoso.

PROPIEDADES. El fosfido sólido es un polvo ligero, de color amarillo hermaso, sin sabor y olor. (Solo si está impuro tiene el olor del fosfido gaseoso). Es mas pesada que el agua, insoluble en ella, descomponible á la temperatura de unos 200° . A la misma se inflama al contacto del aire. En aire húmedo se descompone ya á temperatura ordinaria lentamente de suyo, mas no en aire seco. Con sustancias oxidantes se descompone á veces con esplosion. En el contacto de los álcalis da fosfido gaseoso y un hipofosfito.

COMPUESTOS DEL FÓSFORO, CON LOS HALÓGENOS.

El fósforo se une directamente ya á temperatura ordinaria con el cloro, bromo y iodo, produciendo dos varios compuestos con cada uno de estos elementos, segun predomina el fósforo ó el halógeno; los compuestos que da el cloro y el bromo son análogos PCl_3 , PCl_5 y PBr_3 , PBr_5 , mas el iodo no forma un pentaiodido, sino en vez de esto un diiodido, pues da PI_2 y PI_3 . Tambien conocemos un fluorido de fósforo cuya composicion se espresa por PFl_3 . Siendo la reaccion entre los tres primeros halógenos y el fósforo muy violenta y peligrosa, se ha de tener grande cuidado cuando se les hace accionar mutuamente.

Triclorido de fósforo PCl_3 .

Sin. Dreitachchlorphosphor, trichloride of phosphorus ó phosphorous chloride, trichloride de phosphore ó chlorure phosphoreur.

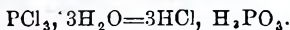
1° PREPARACION. Esta es enteramente análoga á la del clorido de azufre. Pues se pasa una corriente muy lenta de cloro seco por fósforo fundido en una retorta tubulada D (fig. 42) provista de un recipiente enfriado E, en donde viene á condensarse el clorido de fósforo producido. Este clorido se vuelve á destilar en seguida sobre fósforo y despues solo.

2° PROPIEDADES FÍSICAS. Es un líquido incoloro que tiene por densidad 1,45, hierve á 78° y la densidad de sus vapores es 68 (4,742, aire = 1). Derrama al aire vapores blancos. Se disuelve él mismo

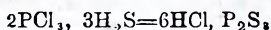
en el sulfido de carbono y la benzina; mientras que es uno de los mejores disolventes para el fósforo.

3° PROPIEDADES QUÍMICAS. Es un cuerpo muy ácido y poco estable.—Con el cloro forma pentaclorido. Sus vapores se pueden encender en una llama de alcohol, y arden con una llama brillante, produciéndose anhídrido fosfórico y cloro libre. El potasio se enciende en los vapores del triclorido, el hierro enrojado le descompone con producción de fosfido de hierro y sesquiclorido de hierro.

Al contacto del agua se descompone en ácido clorhídrico y ácido fosforoso:



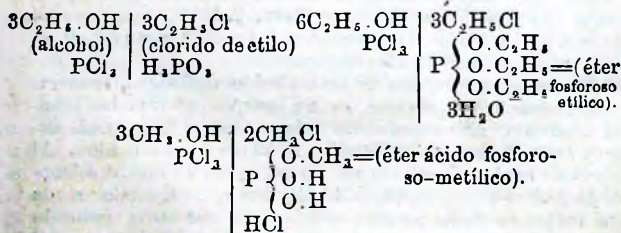
Con el ácido sulfhídrico da ácido clorhídrico y trisulfido de fósforo:



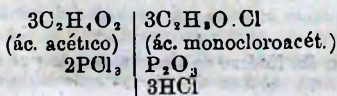
Descompone el fosfido gaseoso de hidrógeno formando ácido clorhídrico y aislando fósforo amarillo que á la luz se pone rápidamente rojo.—Absorbe ávidamente el gas amoníaco seco, y da origen á diferentes compuestos complicados, que á veces se descomponen de nuevo, ya durante la reaccion por el calor desarrollado en la misma.

El triclorido de fósforo pudiendo modificar un gran número de cuerpos orgánicos y formar compuestos muy varios y de mucho interes, es un reactivo precioso en la química orgánica. Las reacciones mas notables que verifica con las sustancias orgánicas son las siguientes:

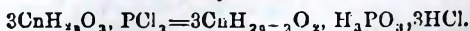
a) Los átomos de cloro del clorido de fósforo reemplazan restos de agua en la molécula orgánica, formándose al mismo tiempo ácido fosforoso y éteres fosforosos. De tal manera obra con los alcoholes, éteres y ácidos.



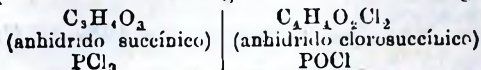
b) Saca restos de agua y oxígeno de la molécula orgánica reemplazando solo aquellos por cloro, y forma anhídrido fosforoso y ácido clorhídrico.



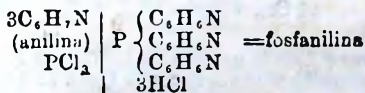
e) En otras reacciones saca el triclorido los elementos de agua de las moléculas orgánicas. De tal suerte obra con los éteres de la serie láctica, que se pueden expresar por la fórmula general $C_nH_{2n}O_2$ y engendra éteres de la serie acrílica por una parte; por otra ácido fosforoso y ácido clorhídrico.



d) Mas raro es el caso que el clor del triclorido de fósforo reemplaza únicamente el oxígeno de las moléculas orgánicas:



e) A veces entra el fósforo en las moléculas orgánicas reemplazando en tres diferentes moléculas 1 átomo de hidrógeno y uniendo así todas las tres moléculas en una.



Pentaclorido de fósforo PCl_5 .

Sin. Perclorido de fósforo; Fuenffachlorphosphor; pentachloride of phosphorus ó phosphoric chloride; pentachlorure de phosphore ó chlorure phosphorique.

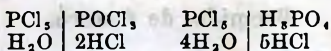
1° PREPARACION. Se le obtiene haciendo llegar una corriente de cloro seco al triclorido de fósforo. Al intento se emplea el mismo aparato (fig. 42) que para preparar el anterior. El pentaclorido de fósforo se deposita en el cuello y las paredes del recipiente.

2° PROPIEDADES FÍSICAS. El pentaclorido de fósforo es un cuerpo sólido, blanco amarillento, cristalizado en prismas rómbicos. Se sublima sin fundirse á cosa de 100° . Si se aumenta un poco la presión que soporta, se funde y hierve á 145° . Sus vapores muestran el fenómeno de la disociación (pág. 217) partiéndose en triclorido y cloro libre. Humos al aire.

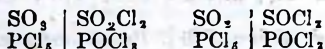
3° PROPIEDADES QUÍMICAS. El pentaclorido de fósforo, en cuanto á sus propiedades químicas, es un cuerpo enteramente análogo al triclorido, sin embargo aun ménos estable. Se le puede encender y arder formando anhídrido fosfórico y cloro libre. Al fundirle con azufre ó selenio se forma sulfoclorido ó selenoclorido de fósforo ($PCl_2S_2Cl_2$ ó $2PCl_2SeCl_2$). Cuando se lo calienta en presencia de metales á $13-140^\circ$ fórmanse triclorido de fósforo y cloridos metálicos, los que se unen con el exceso del pentaclorido produciendo "clorosales". De tal modo reacciona con el aluminio, bismuto, hierro, estaño, zinc, cobre, oro &c. Con el platino, por ejemplo, da un producto sublimable de la fórmula $PtCl_4 \cdot 2PCl_5$. El potasio arde en los vapores del pentaclorido con una luz brillante.

El pentaclorido de fósforo es descompuesto por el agua con

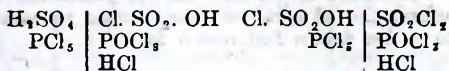
desarrollo de calor intenso, prodúcese según la mayor ó menor cantidad de agua oxiclorigo de fósforo ó ácido fosfórico.



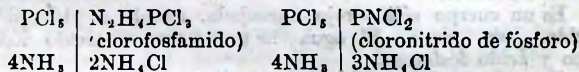
Con el ácido sulfhídrico da ácido clorhídrico y sulfido ó sulfoclorido de fósforo. Con el anhídrido sulfuroso forma clorigo de tionilo (SOCl_2), con el anhídrido sulfúrico clorigo de sulfurilo (SO_2Cl_2).



El ácido sulfúrico se transforma al contacto del pentaclorigo en el ácido clorohidrosulfúrico, y si la cantidad del pentaclorigo predomina en clorigo de sulfurilo.



En frio el amoniaco es absorbido rápidamente por el pentaclorigo y se originan varios productos mas ó menos complicados, principalmente clorigo de amonio, y dos compuestos llamados: clorofosfamido y cloronitrido de fósforo.



Reaccionando el fosfido de hidrógeno gaseoso con el pentaclorigo verificanse estas reacciones:



Muchos óxidos metálicos, caldeados en los vapores del pentaclorigo, producen oxiclorigo de fósforo y oxiclorigo ó clorigo metálico, este luego se combina á menudo con el pentaclorigo en exceso. Los sulfidos metálicos determinan en las mismas circunstancias, á veces con incandescencia, la formacion de clorigo metálico y de sulfoclorido de fósforo (PSCl_3), sobre las sales metálicas obra el pentaclorigo por lo comun así como sobre los óxidos correspondientes. Con muchos clorigos, en especial, se combina directamente formando "clorosales".

La acción del pentaclorigo de fósforo para con las sustancias orgánicas es análoga á la del triclorido por eso no entramos en especialidades.

De lo que acabamos de esplicar, aunque se indiquen solamente las reacciones mas importantes del pentaclorigo, se deducirá que este es un cuerpo sumamente activo, que puede engendrar una infinidad de compuestos varios. Fúndase esta propiedad en la

actividad enérgica, que poseen el fósforo y el cloro en estado aislado y en la poca estabilidad de la combinación.

Bromidos de fósforo.

Tribromido de fósforo PBr_3 . Se obtiene añadiendo gota á gota 3 equivalentes (ó pesos atómicos) á 1 de fósforo disuelto en sulfido de carbono.

Es un líquido amarillo, muy volátil y humeante al aire. Aun no se solidifica á -15° , hierve á unos 175° . Su densidad es 2,85.

Pentabromido de fósforo, PBr_5 . Prepárase haciendo reaccionar el bromo sobre el tribromido de fósforo.

Es un sólido cristalino, amarillo, que humea al aire. Al calentarlo se funde y da un líquido rojo, que enfriándose se solidifica en forma de cristales romboidales. Sus vapores son rojos.

Ambos bromidos semejan en todas sus reacciones á los cloridos de fósforo. Con el agua se descomponen y producen ácido bromhídrico y los ácidos fosforoso ó fosfórico.

Yodidos de fósforo.

Diiodido de fósforo, PI_2 . Este compuesto que no tiene análogo entre las combinaciones del cloro y bromo se engendra disolviendo 2 equivalentes de iodo y 1 de fósforo en el sulfido carbónico.

Es un cuerpo sólido rojo naranjado, fusible á 110° en un líquido rojo claro. El agua le transforma en ácido iodhídrico y ácido fosforoso.

Triiodido de fósforo PI_3 . Se le produce disolviendo en el sulfido de carbono 1 equivalente de fósforo y 3 de iodo.

Es un sólido que se cristaliza en laminillas hexagonales de un rojo oscuro. Se funde á 55° , y á una temperatura mas subida se descompone desprendiéndose vapor de iodo. Es muy soluble en sulfido de carbono. Siendo muy delicuescente se descompone al contacto del aire húmedo momentáneamente. En el agua se descompone en ácido fosforoso y ácido iodhídrico, al mismo tiempo fórmanse copos amarillos anaranjados.

COMPUESTOS DEL FÓSFORO CON EL OXÍGENO Y EL HIDRÓGENO.

Con certeza conocemos solamente dos óxidos del fósforo, ambos anhídridos, á saber:

anhidrido fosforoso, P_2O_3 ,

anhidrido fosfórico P_2O_5 (1).

(1) Algunos químicos mencionan todavía otro óxido de fósforo, es decir, el *subóxido de fósforo* $=P_4O$, que se formaría en la combustión incompleta del fósforo bajo el agua y en circunstancias semejantes. Mas otros químicos defienden con mas probabilidad, que tal cuerpo rojo no es otra cosa que fósforo amorfo.

Combinándose estos con tres moléculas de agua, resultan los ácidos correspondientes:

ácido fosforoso, H_3PO_3 ,
ácido fosfórico, H_3PO_4 .

Fuera de estos dos ácidos existe otro cuyo anhídrido hasta ahora no se ha podido aislar, es decir: el ácido hipofosforoso H_3PO_2 .—Todos estos tres ácidos contienen con 1 átomo de fósforo y 3 de hidrógeno, átomos de oxígeno en una serie ascendente aritmética, y pueden considerarse como diferentes grados de oxidación del fosfido gaseoso del hidrógeno.

H_2P fosfido de hidrógeno,
 H_3PO (no es conocido),
 H_3PO_2 ácido hipofosforoso,
 H_3PO_3 ácido fosforoso,
 H_3PO_4 ácido fosfórico.

En efecto, existen relaciones muy notables entre estos ácidos entre sí, y entre ellos y el fosfido gaseoso de hidrógeno, que confirman tal consideración (1). El ácido hipofosforoso aunque no se ha obtenido por oxidación del fosfido hidrogenado, este último se obtiene fácilmente por desoxidación del ácido hipofosforoso. Por otra parte el ácido hipofosforoso se transforma de suyo, oxidándose al contacto del aire, primero en ácido fosforoso, y luego en ácido fosfórico.

El ácido fosforoso se puede originar directamente del fosfido de hidrógeno por oxidación lenta, y dar de nuevo este fosfido desoxidándose en contacto de zinc solo, ó de zinc y ácido sulfúrico.

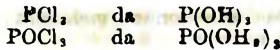
También él se transforma espontáneamente al contacto del aire en ácido fosfórico.

El ácido fosfórico resulta siempre en la combustión del fosfido de hidrógeno gaseoso (pág. 244), y así como lo acabamos de indicar por oxidación espontánea y directa del ácido hipofosforoso y fosforoso, mientras que por desoxidación se le puede transformar gradualmente en ácido fosforoso, hipofosforoso y fosfido de hidrógeno gaseoso.

Además, los ácidos del fósforo están también en una conexión íntima con los cloruros del fósforo.—El ácido fosforoso se forma del tricloruro en contacto del agua y en otras reacciones, sustituyéndose á los átomos de cloro restos de agua. Asimismo se deriva el ácido fosfórico del oxiclorigo de la fórmula $POCl_3$.

(2) Con todo eso no se quiere afirmar más que la existencia de una íntima relación genética entre estos varios compuestos, y muy inexacta sería la consecuencia de que los ácidos del fósforo sean óxidos del fosfido de hidrógeno, la que dedujeron de veras algunos químicos. Pues en los ácidos del fósforo no hay nada más de fosfido de hidrógeno, la atomicidad del fósforo funciona de otra manera, el agrupamiento de los átomos se hace de diferente modo.

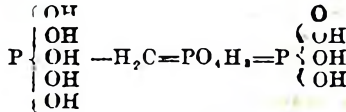




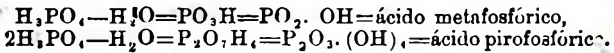
Al pentaclorido de fósforo correspondería un ácido con cinco restos de agua, que aun no conocemos.

PCl_3 corresponde a P(OH)_3 .

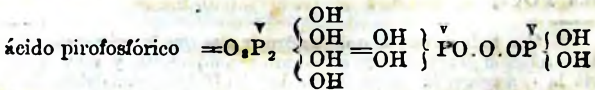
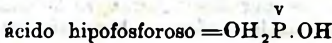
De este se derivaría el ácido fosfórico por estracción de una molécula de agua.



En verdad se derivan por pérdida de los elementos de agua una larga serie de ácidos del ácido fosfórico. Les veremos en adelante, por el momento señalamos solamente dos de ellos, conocidos hace ya algunos decenios, á saber: el ácido pirofosfórico y metafosfórico.



Aunque todos los ácidos de fósforo indicados, excepto el metafosfórico tengan 3 átomos de hidrógeno, es su basicidad varia. Pues en el ácido hipofosforoso no se puede reemplazar mas de un átomo de hidrógeno, en el ácido fosforoso son reemplazables dos y en el ácido fosfórico todos los tres átomos. En el ácido metafosfórico y pirofosfórico se puede sustituir igualmente todo el hidrógeno por metales. Hallándose los átomos de hidrógeno reemplazables siempre en forma de restos de agua en la molécula de los ácidos, debemos atribuir á los ácidos del fósforo las siguientes fórmulas racionales:



Se ve que el fósforo, el centro en donde se fijan todos los átomos obra en todos estos ácidos con cinco atomicidades. En efecto, vemos que generalmente el fósforo tiende tambien en sus demas compuestos á constituir tales agrupamientos moleculares, que le permiten funcionar como elemento pentatómico. El tricolorido y el tribromido se transforma por eso espontaneamente en contacto de cloro ó bromo en pentaclorido y pentabromido. En todos los demas ácidos oxigenados del fósforo que veremos en adelante obra igualmente como elemento pentavalente. Entre los compuestos oxigenados hay solamente uno, en que es el fósforo triatómico, á saber, el anhídrido fosforoso. Mas este se forma solo impidiendo con cuidado el acceso suficiente para la produccion de anhídrido fosfórico, y poniendo el anhídrido fosforoso al contacto del aire se transforma con suma energia, desarrollando luz y calor, en anhídrido fosfórico, en que el fósforo puede ejercer sus cinco atomicidades.

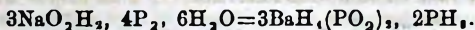


Acido hipofosforoso HO.PH₂O.

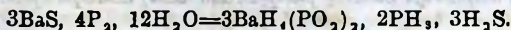
Sin. Unterphosphorige Säure; hypophosphorus acid; acide hypophosphoreux.

(El anhídrido hipofosforoso aun no se ha aislado).

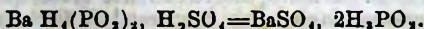
1° PREPARACION.—Para obtener este ácido se principia preparando hipofosfito de bario. Con este objeto se hierva fósforo con una disolucion de sulfido ó hidróxido de bario: en el último caso se producen hipofosfito bórico y fosfido de hidrógeno:



con el sulfido de bario resulta además ácido sulfhídrico:



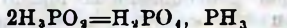
Después de espulsar por medio de calor los gases fosfido de hidrógeno y ácido sulfhídrico, añádase al hipofosfito de bario disuelto en el agua ácido sulfúrico, que precipita sulfato de bario poniendo en libertad el ácido hipofosforoso:



El ácido hipofosforoso se evapora luego en el vacío con presencia de ácido sulfúrico.

2° PROPIEDADES.—Por el método espuesto arriba se obtiene el ácido hipofosforoso solo en forma de disolucion acuosa muy

concentrada, cuya consistencia es la de jarabe. Concentrándolo mas, se descompondria en ácido fosfórico y fosfido de hidrógeno.



Bajo el respecto químico este ácido se distingue por su poder enérgico desoxidante. Merced á esta, aisla de las disoluciones de plata y oro los metales, pasando el mismo al estado de ácido fosfórico. Del clorido de mercurio (HgCl_2) ó precipita subclorido (Hg_2Cl_2) ó mercurio metálico segun la menor ó mayor cantidad del ácido ó segun la temperatura mas ó menos subida. Calentado con una disolucion de sulfato de cobre precipita hidrido de cobre (Cu_2H_2), que se descompone á 100° en cobre é hidrógeno. Esta reaccion característica al ácido hipofosforoso permite distinguirlo del ácido fosforoso.

El ácido hipofosforoso da con los metales por ser monobásico solamente una serie de sales neutrales cuya fórmula general es: $\text{MO} \cdot \text{PH}_2\text{O}$ ó MH_2PO_2 .

Anhidrido fosforoso P_2O_3 .

Sin. Phosphorigsaeruleanhydrid; phosphorous anhydride; anhydride phosphoreux.

1º **PREPARACION.** Este anhidrido se forma siempre cuando el fósforo en exceso está espuesto en frio ó calor débil á la accion del oxígeno ó aire seco. Ya tenemos indicado (pág. 235) como por medio de esta reaccion se le puede obtener.

2º **PROPIEDADES.** El anhidrido fosforoso es una masa blanca, ligera y coposa, que se deja sublimar con facilidad. Tiene el olor de ajo.

Al contacto del aire atrae con suma avidéz vapor de agua y desarrolla al transformarse en ácido fosforoso, calor suficiente para determinar casi momentáneamente su combustion, por la que se transforma en anhidrido fosfórico.

Acido fosforoso $\text{H}_2\text{O}_2 \cdot \text{POH}$ ó H_3PO_3 .

Sin. Phosphorige Saeure; phosphorous acid; acide phosphoreux.

1º **PREPARACION.** Ya hemos visto (pág. 235) un método de preparacion del ácido fosforoso. Mas pronto y puro se le prepara descomponiendo el triclorido de fósforo con el agua (pág. 247). La disolucion de ácido fosforoso que se obtiene por esta reaccion se evapora en una capsulita de platino hasta que comience el desprendimiento de fosfido de hidrógeno. Al enfriarse la solucion siruposa forma una masa sólida cristalina. Evaporando la disolucion en el vacío en presencia de sustancias secantes, se obtiene el ácido en cristales mas puros.

2º **PROPIEDADES.** Los cristales del ácido fosforoso son muy delicuescentes, se funden á 74° .

El ácido fosforoso es un ácido débil dibásico y dotado de

un poder enérgico desoxidante. Así como el ácido hipofosforoso reduce las disoluciones de plata, oro, cobre y mercurio. Aun al anhídrido sulfuroso quita su oxígeno transformándose en ácido fosfórico y aislando azufre. Al contacto del aire se cambia espontánea mas lentamente en ácido fosfórico; pronto se consigue este mismo cambio caldeándole con cloro, bromo, iodo ó ácido nítrico. El hierro y el zinc determinan en la disolucion del ácido fosforoso la produccion de fosfatos y desprendimiento de fosfido gaseoso de hidrógeno.

En calor se descompone en ácido fosfórico y fosfido de hidrógeno no espontáneamente inflamable (pág. 243).

Sobre el organismo vivo influye como un veneno.

Anhídrido fosfórico P_2O_5 .

Sin. Phosphorsaeureanhydrid; phosphoric anhydride; anhydride phosphorique.

1º PREPARACION.—El anhídrido fosfórico se obtiene siempre quemando fósforo comun en una corriente de aire seco. Al efecto se emplea comunmente en los laboratorios un globo de tres tubos (fig. 71); por el superior penetra otro de porcelana, en cuyo extremo está sujeto con alambres un pequeño crisol de la misma materia, destinado á recibir el fósforo que se inflama á beneficio de una barilla de hierro calentada. Uno de los tubos laterales deja penetrar el aire secado con clorido de calcio; por el otro sale el aire falto de oxígeno y llevando consigo ácido fosfórico que va á condensarse en un frasco seco y frio. A ratos se destapa la parte superior del tubo de porcelana, dejando caer fragmentos de fósforo. El anhídrido fosforico se deposita en forma de copos de nieve, que deben recogerse pronto y conservar en frascos secos y bien tapados.

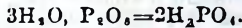
Ofreciendo el aparato esplicado el inconveniente de dejar caer fácilmente el crisol de porcelana porque los alambres que le sostienen se corren pronto, y siendo el producto de anhídrido fosfórico relativamente corto, Grabowski ideó otro aparato mas ventajoso, que permite preparar de un modo continuo cualesquiera cantidades de anhídrido sin ninguna máquina aspirante ó imponente. A (fig. 72) es un cilindro de hoja de lata con soldadura poco fusible 0,36 metros alto y 0,31 ancho. La tapadera lleva un tubo de hoja de lata encorvada (b) que sirve de chimenea y puede estrecharse por medio de un corcho perforado (c). D es una cápsula de cobre que se fija con la varilla (f) en el orificio (e) 0,04 metros ancho. H es un embudo igualmente de hoja de lata sujeto en un frasco de vidrio G. Quitando la tablilla (i) y bajando el embudo H, se renueva de cuando en cuando el aire en el cilindro.—Se practica la preparacion en este aparato caldeando primero la cápsula de cobre y llenando luego con fósforo seco ántes de introducirlo por el orificio (l).

(1) Si el fósforo empleado para la preparacion del anhídrido fosfórico contenia arsénico, el anhídrido está impuro por anhídrido arsenioso.

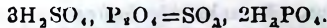
2º PROP. BDADES.—El anhídrido fosfórico es blanco, amorfo y pulverulento, semejante á la nieve. Se funde al rojo y se volatiliza al rojo blanco. Es un cuerpo muy ávido de agua, al contacto de este líquido produce un sibido agudo. Su transformación primero en ácido metafosfórico.



Cociendo el anhídrido con el agua resulta ácido fosfórico normal ú ortofosfórico,



Merced á su avidéz de unirse con el agua y de tenerle fijo en temperaturas subidas, se le usa frecuentemente para quitar á otros compuestos los elementos de agua. Así sirve en la preparacion del anhídrido sulfúrico (páj. 170).



Por la misma razon se le utiliza en la química orgánica en la produccion de carbidos de hidrógeno. Caldeando pues sustancias orgánicas, que tienen fuera del carbono, el hidrógeno y oxígeno en tales proporciones que hay mas hidrógeno, de lo que se necesita para dar agua con el oxígeno, quedan compuestos de carbono é hidrógeno. Tiene el anhídrido fosfórico sobre el ácido sulfúrico concentrado, que obra de manera semejante (pág. 180) la ventaja de no carbonizar los cuerpos orgánicos. De este modo transforma el alcohol (C_2H_5O) en etilena (C_2H_4), alcohol amílico ($C_6H_{12}O$) en amilena (C_6H_{10}), alcanfor ($C_{10}H_{16}O$) en canfena ($C_{10}H_{14}$), etal ($C_{15}H_{24}O$) en cetena ($C_{15}H_{22}$) &c.

El anhídrido fosfórico no se descompone por ninguna elevacion de temperatura. Mas calentándole en presencia de sustancias muy oxidables (K, Na, Zn, Fe) es descompuesto formándose fosfato y fosfido metálico. Destilándole con clorido de fósforo ú tambien con clorido de sodio de oxiclорido de fósforo.



• Acido ortofosfórico H_3PO_4 .

Sín. Acido fosfórico tribásico ú ordinario; Orthophosphoræure, gewöhnliche Phosphoræure, orthophosphoric acid y ordinary phosphoric acid; acide orthophosphorique, acide phosphorique ordinaire.

1º PREPARACION.—Entre los métodos de preparacion del ácido fosfórico ordinario los dos que espondremos son los mas usados.

a) Oxidacion del fósforo por el ácido nítrico. Se utiliza esta reaccion principalmente cuando se desea obtener el ácido fosfórico puro líquido. Tómase una retorta de tal capacidad, que todo el material llene solamente $\frac{1}{2}$ parte de la panza, se vierten 12 par-

tes de ácido nítrico (peso esp. 1,20) y añádese 1 parte de fósforo comun en barras. Al cuello de la retorta se adapta un recipiente sin lutar la juntura. La retorta se calienta en un baño de arena, cuidándose de no dar demasiado calor. Desde el momento que comienzan formándose vapores rutilantes sobre el líquido, el calor exterior ha de ser débil. Pues, por la reacción misma se desarrolla una cantidad notable de calor, y uniéndose esta con el calor exterior, al hervir el líquido el fósforo viene á la superficie, se enciende y determina fácilmente la ruptura de la retorta. Otro inconveniente de la temperatura demasiado aumentada es, que muchas partículas enteras de fósforo llegan al recipiente y para no experimentar una pérdida notable de ácido fosfórico y nítrico se debe volver el destilado á la retorta. Verdad es, que nunca se puede impedir completamente, que pasen cantidades cortas de fósforo y ácido fosforoso al recipiente, pero dirigiendo la operacion con mucha atencion se las pueden reducir á un mínimo. Cuando todo el fósforo ha desaparecido se deja enfriar y se echa luego el contenido de la retorta en una cápsula de porcelana ó aun mejor de platino, para evaporarlo todo hasta que no se desprenden mas vapores ácidos. Poniendo la masa siruposa sobre un vaso con ácido sulfúrico bajo una campana, se formarán despues de poco tiempo cristales prismáticos y transparentes de ácido fosfórico.

Para evitar los peligros que ofrece la preparacion del ácido fosfórico con el ácido nítrico y fósforo comun se reemplaza á veces este por fósforo amorfo pulverizado: pero él es mucho mas caro que el comun (1).

De un modo semejante y ventajoso se prepara tambien el ácido ortofosfórico, introduciendo en agua caliente, en cuyo fondo hay fósforo fundido, cloro en exceso, evaporando luego la solucion al seco, y caldeando el residuo á unos 200° (pág. 249).

b) *Estraccion del ácido fosfórico de los huesos.* En una caldera de plomo se calientan 6 partes de ceniza de huesos (pág. 230), 5 partes de ácido sulfúrico concentrado y 25 partes de agua durante 12 horas, moviendo frecuentemente con una espátula de porcelana y teniendo cuidado de sustituir el agua evaporada. Luego se diluye la mezcla con otras 24 partes de agua y se le filtra por un coladero de fieltro; el rezago se diluye en seguida todavía dos veces con 40 partes de agua y se repite la filtracion. Todos filtrados se concentran en una caldera de plomo hasta que importe su cantidad 12 partes. Dejando despues todo tranquilo durante unas 24 horas, se depositan del líquido agujas cristalinas de brillo de seda, que son sulfato de calcio. Estos se separan del líquido colándolo por lienzo. Despues de diluir de nuevo este con 24 partes de agua, se le añade tanto de

(1) Nunca se debe tomar un ácido mas concentrado de lo que hemos indicado, principalmente para la preparacion con fósforo comun. Pues en este último caso seria la reacción tan violenta, que sin falta aconteceria una explosion peligrosísima. Mas tampoco es ventajoso valerse de un ácido mas débil, porque este hace muy lenta la operacion.

amoníaco, que es necesario para precipitar todos los restos de calcio y el magnesio (1). Se deja reposar y, todo precipitado al fondo del líquido, se decanta, y filtra. El filtrado se concentra primero en una caldera de plomo hasta que tenga la consistencia de jarabe y después se la seca enteramente en una cápsula de porcelana. A fin de espulsar el poco fosfato de amonio y ácido sulfúrico que hay todavía en el ácido fosfórico se le debe finalmente enrojecer. Para eso se proyecta la masa gris obtenida por la última evaporación poco á poco en un crisol de platino ó por falta de tal en uno de barro (2) enrojecido y se continúa calentando hasta que cese todo desprendimiento de amoníaco. Se echa entonces la masa fundida sobre una placa de latón limpia en tiras estrechas y después de solidificarse algo se las vuelve en términos de que no se fijen demasiado al metal. Cuando han tomado la fragilidad de vidrio se las repone pronto en un frasco bien tapado.

El ácido fosfórico obtenido en este segundo procedimiento es aquel, que llaman ácido fosfórico glacial, y corresponde al ácido metafosfórico (HPO_3). Para transformarle en ácido ortofosfórico se le debe calentar algo con la cantidad necesaria de agua (3).

2° PROPIEDADES FÍSICAS. El ácido ortofosfórico se presenta en forma de cristales transparentes, quebradizos y delicuescentes del sistema rómbico con prismas de 4 ó 6 caras y una terminación piramidal de 4 caras, ó mas frecuentemente en estado de un líquido siruposo, de la densidad 1,88 á 15°. Se disuelve en toda proporción en el agua y alcohol.

3° PROPIEDADES QUÍMICAS. El ácido ortofosfórico es un ácido tribásico y aunque no es tan fuerte como el ácido sulfúrico y nítrico, descompono sin embargo, *merced á su poca volatilidad*

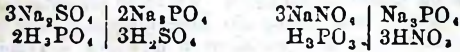
(1) Observando las cantidades de ceniza de huesos y de ácido sulfúrico que hemos indicado, bastarán 8 partes de una disolución amoniacal, cuyo peso específico es 0,960.

(2) En tal caso entra ácido silíceo y aluminio en el ácido fosfórico, mas nunca se debe usar un crisol de plata.

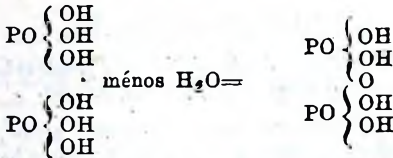
(3) Las impurezas que puede tener el ácido fosfórico obtenido según los dos métodos mencionados son: arsénico en forma de ácido arsénico ó arsenioso, calcio, magnesio, amonio, ácido silíceo, aluminio, ácido sulfúrico, ácido fosforoso, ácido clorhídrico, ácido nítrico. Las tres últimas puede encerrar solo en el caso de haberse preparado con ácido nítrico y cuando no se ha tomado ácido nítrico puro ni en la cantidad suficiente, ni se ha debidamente concentrado la solución obtenida con ácido nítrico. Muy perjudicial es la presencia del arsénico y nunca se debe emplear el ácido fosfórico para fines medicinales sin averiguar antes la ausencia de este cuerpo por medio de la prueba de Marsh. Se le saca todo el ácido arsenioso ó arsénico del ácido fosfórico con seguridad únicamente por un tratamiento repetido con ácido sulfúrico.

Descúbranse las demás impurezas según los métodos comunes analíticos, que se enseñan en otro lugar.

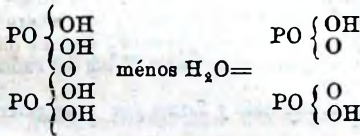
todos los sulfatos y nitratos, desalojando el ácido sulfúrico y nítrico.



A 213° el ácido ortofosfórico se transforma en el ácido pirofosfórico saliendo de dos moléculas del ácido los elementos de una de agua:

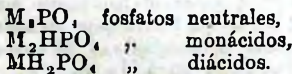


Levantando la temperatura hasta al rojo salen de la molécula del ácido pirofosfórico los elementos de otra molécula de agua y resultan dos moléculas del ácido metafosfórico:



Subiendo aun mas la temperatura, el ácido no suelta el resto de los elementos de agua sino volatilízase sin descomposicion.

El ácido fosfórico no disuelve los metales ni tampoco sus óxidos é hidróxidos, excepto los alcalinos, siendo todos sus fosfatos neutrales insolubles en agua.—Engendra tres series de sales, dos de ácidas y una de neutrales.



Todas las sales ácidas son solubles,

Las reacciones que permiten distinguir el ácido ortofosfórico del ácido piro- y metafosfórico son las siguientes. En los hidróxidos de bario, estroncio y calcio produce un precipitado blanco; no precipita el clorido de bario ni el de estroncio; coagula la albúmina (clara de huevo); despues de neutralizar su disolucion con amoniaco engendra en las disoluciones de nitrato de plata un precipitado amarillo de ortofosfato de plata. Este último precipitado se produce tambien en las disoluciones neutrales y alcalinas de ortofosfatos.

3° PROPIEDADES FISIOLÓGICAS. El ácido fosfórico no tiene nin-

gun olor, mas sabor muy ácido. En estado diluido no produce efectos notablemente dañinos. Por lo general se puede decir que obra en estado concentrado y diluido así como el ácido sulfúrico y clorhídrico, y que no tiene ningun influjo especial en el organismo vivo; aunque tal se le atribuya á veces en la medicina.

4° LA EXISTENCIA del ácido fosfórico en la naturaleza en estado de fosfato ya está indicado (pág. 210).

Acido pirofosfórico $H_2P_2O_7$.

Sin. Acido fosfórico dibásico ó parafosfórico; Pyrophosphoricæure; pyrophosphoric acid; acide pyrophosphorique.

1° PREPARACION. Como lo tenemos indicado arriba, resulta del ácido ortofosfórico al calentarle por algun tiempo hasta 213°. Se le prepara mas puro descomponiendo el pirofosfato de plata (1) por ácido sulfhídrico y evaporando la disolucion obtenida en una cápsula de porcelana atendiendo que la temperatura no pase de 213° (2).

2° PROPIEDADES. El ácido pirofosfórico se ofrece por lo comun en estado de un líquido siruposo, puede sin embargo segun Peligot tambien obtenerse por evaporacion, aunque difícilmente, en forma de cristales opacos semejantes á los del azúcar de uva.— Es soluble en agua.

Es un ácido tetrabásico y forma por consiguiente cuatro series de sales.

$M_2P_2O_7$ pirofosfato neutral,
 $M_2HP_2O_7$ pirofosfato monácido,
 $M_2H_2P_2O_7$ pirofosfato diácido,
 $MH_3P_2O_7$ pirofosfato triácido.

La disolucion acuosa del ácido pirofosfórico aun muy diluida se mantiene por varios meses sin experimentar ninguna descomposicion, mas en calor vuélvese fácilmente ácido ortofosfórico. La presencia de un ácido fuerte por ejemplo de ácido nítrico favorece este cambio. Como queda dicho arriba, transfórmase el ácido pirofosfórico por calor en ácido metafosfórico.

(1) El pirofosfato de plata se obtiene fácilmente cociendo fosfato neutral de plata con ácido fosfórico. Pues el fosfato ácido soluble se transforma entónces en el pirofosfato insoluble y se precipita.



(2) El ácido sulfhídrico en exceso no se puede en este caso espulzar por medio de calor sin que influya químicamente en el ácido pirofosfórico; por lo tanto antes de comenzar la concentracion se le deja volatilizar espontáneamente esponiendo la disolucion al aire.

El ácido pirofosfórico se caracteriza por las reacciones, de que da precipitado blanco (pirofosfato de plata) con el nitrato de plata, principalmente despues de neutralizar su disolucion con el amoniaco; de que no precipita las disoluciones de clorido de bar.º y estroncio, de que no coagula la albumina.

Acido metafosfórico HPO₃.

Sin. Acido fosfórico monobásico; Metaphosphorsaeure; metaphosphoric acid; acide metaphosphorique.

1º PREPARACION.—Se le obtiene poniendo el anhídrido fosfórico en contacto con un exceso de agua en frio (pág. 256) ó enrojando el ácido fosfórico ordinario (pág. 259).

2º PROPIEDADES.—El ácido metafosfórico es sólido, incoloro é incristalizable, tiene el aspecto vitreo. Se volatiliza al rojo blanco. Es muy soluble en agua. Abandonado mucho tiempo al contacto de un exceso de agua se cambia poco á poco en ácido fosfórico ordinario (1). Esta transformacion se hace en algunos minutos cuando se hierve el ácido metafosfórico con un exceso de agua.

El ácido metafosfórico es monobásico y forma únicamente sales neutrales. Precipita de las disoluciones de clorido de bario, estroncio y de calcio, metafosfatos blancos, y de la de nitrato de plata metafosfato de plata igualmente blanco, coagula la albumina (2).

Los ácidos fosfóricos condensados.

Así como el ácido pirofosfórico se origina uniéndose los restos de dos moléculas de agua despues de extraer de ellos los elementos de una molécula de agua, así se puede formar una larga serie de semejantes ácidos sacando los elementos de agua de varias moléculas de ácido fosfórico. Aun no se han aislado tales ácidos "condensados", mas se conocen sus sales respectivas.

Cuando se quita (n—1) moléculas de agua de (n) moléculas de ácido ortofosfórico resultan los ácidos *fosfóricos condensados* y se forma su nombre añadiendo á "ácido fosfórico" la palabra griega del número de las moléculas, de las cuales se han derivado, por ejemplo, "ácido pentafosfórico" es el ácido, que resulta quitando de cinco moléculas de ácido ortofosfórico cuatro moléculas de agua (3).—Si de la molécula de un ácido polifosfórico se quita otra molécula de agua se origina el ácido metafosfórico condensado correspondiente, tal es el "ácido pentametafosfórico" que se deriva de una molécula del ácido pentafosfórico

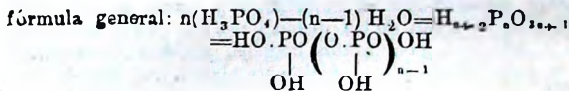
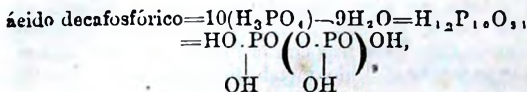
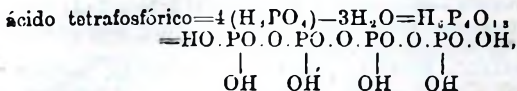
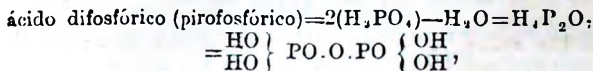
(1) Segun Graham no se transforma ántes en ácido pirofosfórico.

(2) Tambien los diferentes fosfatos se comportan del mismo modo con la albumina como los ácidos fosfóricos, cuando se les acidula con ácido acético.

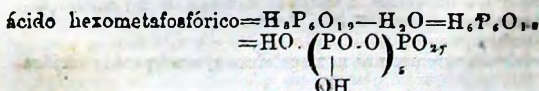
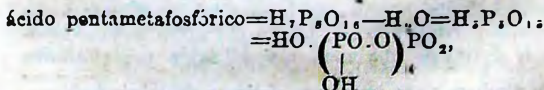
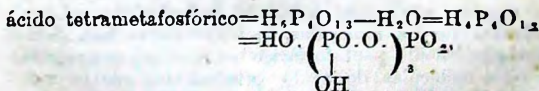
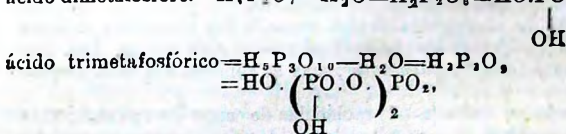
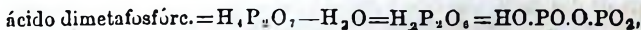
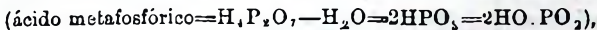
(3) Mas adelante veremos una nomenclatura general para los ácidos condensados.

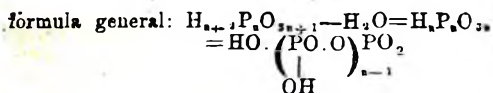
por sustracción de una molécula de agua. En lo siguiente pondremos las fórmulas empíricas y racionales de todos aquellos ácidos, cuyas sales respectivas se han preparado; juntamente indicaremos su modo de derivación. Claro es que con el tiempo su número aumentará.

a) Ácidos fosfóricos condensados ó polifosfóricos:

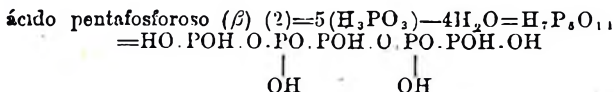
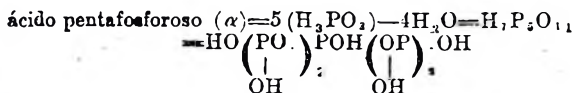
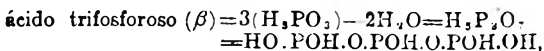
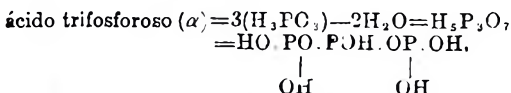
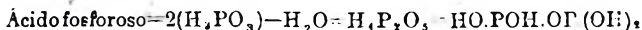


b) ácidos metafosfóricos condensados ó polimetafosfóricos:





De una manera análoga se derivan algunos ácidos fosforosos condensados del ácido fosforoso. Mas siendo el hidrógeno en este ácido de doble diferente función (1) la basicidad del ácido que resulta depende de la especie de átomos de hidrógeno, que se han sacado de las moléculas. Así es que pueden existir diferentes ácidos trifosforosos, al paso que solo es posible un ácido trifosfórico. No entrando mas en estas relaciones muy interesantes, pero demasiado teóricas, señalaremos solamente estos ácidos polifosforosos cuyas sales conocemos.



COMPUESTOS DEL FÓSFORO CON EL AZUFRE.

Conocemos seis diferentes sulfidos del fósforo;

- P_4S = subsulfido de fósforo,
- P_4S = menosulfido "
- P_4S_2 = sesquisulfido "
- P_2S_3 = trisulfido "
- P_2S_5 = pentasulfido "
- P_2S_{12} = persulfido "

Entre estos el tri- y pentasulfido, que corresponden á los

(1) Dos átomos se hallan en estado de restos de agua, el tercer átomo existe en el radical mismo.

(2) Fácilmente se comprenderá que los (α) y (β) ácidos, se diferencian por su diferente basicidad, pues solo el hidrógeno de los restos de agua es reemplazable por metales.

anhidridos fosforoso y fosfórico, forman con sulfidos metálicos compuestos, que se pueden considerar como sulfosales (M, P_2S_5 , y M, P_4S_{10}) y que son análogos a los pirofosfitos y pirofosfatos. Por lo tanto llevan también los nombres anhídridos sulfofosforoso y sulfofosfórico. El monosulfido de fósforo corresponde al anhídrido hipofosforoso aun no aislado y forma con sulfidos metálicos sulfosales de la fórmula general (MP_2S). Oasi todos estos compuestos azufrados pueden obtenerse directamente, mas siendo ellos muy fácilmente inflamables se debe obrar con mucho cuidado (1).

SUBSULFIDO DE FÓSFORO, P_2S_4 . Fórmase cuando se funden fósforo y azufre bajo el agua en la proporción de 31:8, ó cuando se digiere fósforo con una disolución alcohólica de pentasulfido de potasio.

El subsulfido es hasta 0° un líquido incoloro y trasparente de consistencia oleosa. Bajo 0° se solidifica formando cristales incoloros. Es insoluble en alcohol y éter, mas produce al contacto de ellos productos solubles. Al aire humea y se enciende fácilmente de suyo, principalmente cuando con él se impregnan sustancias porosas. Disuelve en calor mas de fósforo, pero al enfriarse lo aísla de nuevo en forma de dodecaedros.

Hay otra modificación del subsulfido, *el subsulfido rojo*, la que se engendra cuando se calienta el subsulfido anterior con carbonato de sodio anhídrico mojado durante algunas horas á 100° en un tubo de vidrio por medio de un baño de arena.

Este subsulfido que corresponde á la modificación del fósforo rojo, tiene color rojo de cinabrio, al calentar toma color negro, mas enfriándose vuelve de nuevo al rojo. Es un polvo cristalino opaco sin sabor y olor. Volatilizándole en una corriente de hidrógeno se transforma en el subsulfido líquido. Se enciende fácilmente al contacto del aire. Con los sulfidos básicos produce compuestos salinos.

MONOSULFIDO DE FÓSFORO, P_2S_2 . También este sulfido existe en dos modificaciones. La que corresponde al fósforo comun se obtiene calentando debajo del agua, falta siempre de aire, una mezcla de 31 gramos de fósforo con 16 de azufre. Resulta un líquido amarillo, trasparente oleoso, que se cristaliza á unos pocos grados bajo de 0° . Destilase sin alteracion en una corriente de un gas inerte, siendo sus vapores incoloros. Humea al aire y reluce en la oscuridad. Se enciende fácilmente de suyo á una temperatura poco subida y arde con llama brillante así como el fósforo mismo, estendiendo un humo espeso blanco.—Con alcohol y éter se comporta como el subsulfido líquido.—Forma

(1) En cuanto á su formación se separan los sulfidos de fósforo en dos clases: preparando P_4S_{10} , P_2S_7 , P_2S_5 por union directa del fósforo comun con azufre en calor débil se desarrolla tanto calor que se producen explosiones peligrosísimas, por eso se les debe preparar con fósforo rojo. Los demas compuestos se engendran sin desarrollo notable de calor al fundir fósforo comun y azufre en las proporciones debidas bajo el agua.

hiposulfosfitos con los sulfidos metálicos.

La modificacion que corresponde al fósforo rojo, el *monosulfido anaranjado*, se obtiene caldeando en el gas hidrógeno sulfido de manganeso con el monosulfido líquido, y tratando luego el rezago con ácido clorhídrico, despues de espulsar el exceso de monosulfido líquido por medio de calor.

Esta modificacion presenta un polvo anaranjado, sin color y sabor. En una corriente de hidrógeno se destila, sin fundirse ántes, y se transforma en monosulfido líquido. Al contacto del aire se inflama cerca de 100° y se quema con mucha luz y humo denso.—Con sulfidos básicos produce hiposulfosfitos.

SESQUISULFIDO DE FÓSFORO, P₄S₃. Se funde poco mas de 31 gramos de fósforo *amorfo* con 24 de azufre en un matraz de cuello largo, lleno de hidrógeno y provisto de un tubo encorvado cuyo extremo está sumergido en mercurio. A 160° se hace la reaccion con desarrollo notable de calor. Se disuelve el sulfido formado en sulfido de carbono, se filtra y se evapora el sulfido de carbono en una corriente de anhídrido carbónico.

Por evaporacion de las disoluciones del sesquisulfido de fósforo en sulfido de carbono ó triclorido de fósforo, se le obtiene en forma de cristales rómbicos, al paso que por sublimacion da cristales diferentes, que al parecer son regulares, es por lo tanto dimorfo. El sesquisulfido se funde á 142° en un líquido rojizo, entre 300 y 400° destila sin descomposicion, mas en una corriente de anhídrido carbónico se volatiliza por completo ya á 260°. Se disuelve en alcohol y éter por descomposicion.

A temperatura ordinaria no se cambia notablemente al contacto del aire y no se enciende sino á unos 100°. No acciona sobre el agua fria, mas con agua hirviendo produce lentamente ácido sulfhídrico y ácido fosforoso; sobre el hidróxido de potasio disuelto en agua obra de modo que produzca sulfido y fosforito de potasio con desprendimiento de fosfido de hidrógeno é hidrógeno libre y con desarrollo de calor.

TRISULFIDO DE FÓSFORO, P₂S₃. Este cuerpo se prepara fundiendo en el gas anhídrido carbónico 31 gramos de fósforo amorfo con 48 de azufre. La combinacion se hace sin esplosion, mas produce tanto calor que una parte del trisulfido se sublima con violencia.—Se le obtiene tambien calentando 32 gramos de azufre con 47 de monosulfido de fósforo rojo.—Resulta, en fin, de la accion del ácido sulfhídrico sobre el triclorido de fósforo:



Es un cuerpo gris amarillo, cristalizable, que se destila sin alteracion en una corriente de gas inerte, se funde á 290°. Presenta el fenómeno de sobrefusion. Caldeado al contacto del aire arde con una llama amarilla blanquizca despidiendo humo espeso. Es descomponible por la humedad, formándose ácido fosfórico y azufre libre, con agua da ácido sulfhídrico y fosforoso. Se disuelve fácilmente en los hidróxidos acuosos de potasio y sodio y en el amoniaco, y es precipitado de estas disoluciones por áci-

dos. Se disuelve igualmente en las soluciones acuosas de los carbonatos alcalinos, mas con descomposicion y precipitacion de azufre.

Con los sulfidos metálicos produce piro-sulfosfosfitos de la fórmula (M, P_2S_5) .

PENTASULFIDO DE FÓSFORO, P_2S_5 . Prepárase por los mismos métodos que el trisulfido cambiando solo las proporciones de los materiales segun la composicion diferente del pentasulfido.

Es un cuerpo sólido grisamarillo, cristalizabile, fusible á baja temperatura. Hierve a 530° . Calentado al contacto del aire se enciende produciendo una llama pálida y mucho humo. En aire húmedo se descompone en ácido fosfórico y azufre, con agua da ácido fosfórico y sulfhídrico y con pentaclorido de fósforo sulfoclorido de fósforo.



Así como el trisulfido, se disuelve el pentasulfido en los hidróxidos de potasio y sodio y en el amoniaco, mas al mismo tiempo se descompone; lo mismo sucede al disolverle en los carbonatos alcalinos.

Con los sulfidos básicos da piro-sulfosfosfatos cuya fórmula general se espresa por $M_4P_2O_7$.

PER-SULFIDO DE FÓSFORO, P_2S_{12} . Se le obtiene disolviendo en calor un poco de azufre en el monosulfido líquido de fósforo: al enfriarse la disolucion se forman cristales regulares muy brillantes cuya composicion es conforme á la fórmula puesta arriba. Se puede volatilizar sin alteracion. (1)

COMPUESTOS DEL SELENIO Y TELURO CON FÓSFORO.

El selenio da con el fósforo compuestos análogos á los del azufre. Se les obtienen todos fundiendo selenio y fósforo en las proporciones debidas en un gas inerte (C_2); para la preparacion del pentasulfido puede servir únicamente el fósforo amorfo. Se conocen las combinaciones siguientes.

SUBSELENIDO DE FÓSFORO, P_4Se . Es un líquido oleoso espeso, de color amarillo oscuro, que se cristaliza bajo de -12° . Sus vapores son incoloros. Huele mal.—Al contacto del aire se inflama á temperatura ordinaria y arde con llama brillante y humo blanco.

MONOSELENIDO DE FÓSFORO, P_2Se . En temperatura ordinaria presenta masas rojas, que en estado de polvo asemejan al sulfido de antimonio precipitado. Se sublima en calor, y arde encendido con llama brillante despidiendo humo rojo.

Tiene el olor del ácido selenhídrico y en estado húmedo po-

(1) Si contiene monosulfido acontece al destilarle explosion.

Dupré señala la existencia todavía de otro sulfido, á saber de P_2S_4 , que segun él cristaliza de la disolucion de azufre en monosulfido de fósforo.

ne rojo los papeles de tornasol. Con los selenidos básicos produce selenosales.

TRISELENIDO DE FÓSFORO, P_2Se_3 . Forma masas rojas, cuyo polvo es semejante al del fósforo amorfo. Destillase en la corriente de gases inertes produciendo vapores amarillos. Arde con llama débil y vapor rojo. Con los selenidos básicos da selenofosfitos.

PENTASELENIDO DE FÓSFORO, P_2Se_5 . Es un cuerpo sólido, vítreo, de color rojo oscuro hasta negro. Así como el triselenido, es insoluble en sulfuro de carbono, mientras que los dos primeros selenidos se disuelven fácilmente en este líquido. De su disolución en cloruro de carbono cristaliza en forma de agujas negras. Al destilarle se descompone. Arde con poca llama estendiendo vapores densos rojos y dejando un residuo de selenio.

Forma selenosales correspondientes á los sulfofosfatos.

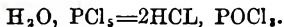
Las combinaciones *del fósforo con el telurio* aun no se han estudiado. Al calentar el telurio pulverizado con el fósforo una parte de este se quema, otra se une con el telurio y da una masa negra y dura, que al contacto del aire humea produciendo nieblas de ácido fosforoso.

COMPUESTOS DEL FÓSFORO CON EL OXÍGENO Y LOS HALÓGENOS,

Oxíclorido del fósforo $POCl_2$.

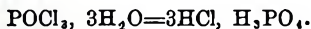
Hasta el día se ha aislado solo un oxíclorido del fósforo, á saber el que se deriva del pentaclorido sustituyendo dos átomos de cloro por un átomo de oxígeno. Probable es que pueden existir todavía otros por ejemplo $POCl, PO_2Cl$.

Si se abandona el pentaclorido de fósforo al contacto del aire húmedo, hasta que se haya licuado completamente, fórmanse ácido clorhídrico y oxíclorido de fósforo:



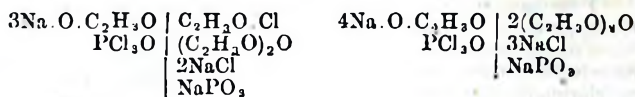
Se separa el oxíclorido del ácido clorhídrico sometiendo este líquido á la destilación y recogiendo solo la porción que pasa á 110° .

Es un líquido incoloro de olor muy irritante, cuya densidad es 1,7 y hierve á 110° . Al contacto de un grande exceso de agua se pone con desarrollo de calor en ácido fosfórico y clorhídrico:



Con amoníaco produce un compuesto sólido blanco cuya fórmula es, $PO \begin{cases} NH_2 \\ NH_2 \\ NH_2 \end{cases}$, y ácido clorhídrico. Únese con cloruros metálicos.

En la química orgánica el oxiclorigido es de uso frecuentísimo para la preparación de anhídridos de los ácidos orgánicos y de sustancias orgánicas cloruradas. Obrando, por ejemplo, el oxiclorigido sobre el acetato de sodio fórmaso clorigido sódico, clorigetilo, anhídrido acético y ácido metafósforico, ó tomando mas de acetato de sodio, anhídrido acético, clorigo sódico y ácido metafósforico.



Oxibromido de fósforo POBr₃.

Este compuesto se prepara como el oxiclorigido, recogiendo el destilado que pasa á 180° (195°). Mas puro se le obtiene haciendo reaccionar el pentabromido con el ácido acético.

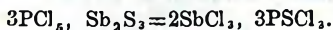


El oxibromido de fósforo se presenta á temperatura ordinaria en forma de una masa cristalina que se funde á 45° y hierve á 195°. Su peso específico es 2,822.

LOS COMPUESTOS DEL FÓSFORO CON EL AZUFRE Y LOS HALÓGENOS.

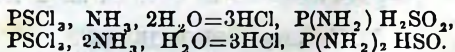
Sulfoclorido₂ de fósforo PSCl₂.

Se le obtiene por la acción del ácido sulfhídrico sobre el pentaclorigido de fósforo (pág. 266), ó tambien poniendo en contacto sulfido de antimonio con el pentaclorigido:



Es un líquido móvil, incoloro, de la densidad 1,631 á 22°. Su vapor irrita mucho los ojos y tiene olor irritante aromático. Hierve á 124°. Humea al aire.

Al calentarlo con la disolución de hidróxido de sodio ó potasio se forma un *sulfoxifosfato* ó *tioxifosfato* (Na₂PSO₃ + 24 ag); con amoníaco forma *ácidos amidotiosfóricos*:



Con el alcohol produce un éter ácido etílico sulfoxifosfórico (C₂H₅)₂H₂PSO₃. (1)

(1) Segun H. Rose, existe todavía otro sulfoclorido de la forma: PCl₂S₅, y segun Gladstone uno de la fórmula PCl₃S₂; mas otros químicos no pudiendo obtener estas combinaciones, niegan su existencia.

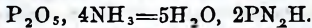
Sulfobromido de fósforo PSBr_2 .

Este compuesto se prepara como el sulfoclorido. Es un cuerpo sólido amarillo, que humea al aire y tiene olor nauseabundo. Es muy poco estable.

COMPUESTOS DEL FÓSFORO CON EL NITRÓGENO.

No es cierto si exista un compuesto del fósforo con el nitrógeno solo, mas conocemos combinaciones numerosas que contienen á la vez fósforo y nitrógeno con hidrógeno, cloro ú oxígeno.

Fosfamo, PN_2H . Este cuerpo se puede obtener por varios modos, por ejemplo saturando lo mas posible el anhídrido fosfórico con el gas amoníaco.



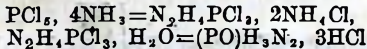
Es un polvo rojo amarillento, no volátil; descomponible por agua en ácido fosfórico y amoníaco.

Cloronitrido de fósforo. Reaccionando el pentaclorido de fósforo con el clorido de amonio en calor, se engendra un compuesto, á que unos químicos atribuyen la fórmula: PNCl_2 , y otros la de $\text{P}_3\text{N}_3\text{Cl}_6$, y que se llama cloronitrido de fósforo (pág. 249). Es un cuerpo sólido cristalino insoluble en el agua, mas se disuelve en el alcohol y cloroformo, y abundantemente en el éter. Se funde á 110° y hierve á 240° .

Fosfamidos (1). Así se llaman tres cuerpos que pueden considerarse como derivados del amoníaco por sustitucion de hidrógeno por el grupo (PO) trivalente.

1° *FOSFOMONAMIDO*, (PO)N. Fórmase al calentar uno de los dos cuerpos siguientes al contacto del aire.

2° *FOSFODIAMIDO*, (PO) H_2N_2 , (2) resulta cuando se trata el pentaclorido de fósforo con el amoníaco y se hierve el producto primeramente formado con agua:



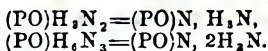
3° *FOSFOTIAMIDO*, (PO) H_2N_2 . Este cuerpo se obtiene haciendo primero reaccionar amoníaco sobre el oxiclорido de fósforo y tratando luego el producto formado con el agua.



(1) Amido es un nombre general para las combinaciones, que se derivan del amoníaco por sustitucion del hidrógeno.

(2) Este es el mismo compuesto que Liebig y Woehler llamaron hidrato del nitrido de fósforo atribuyéndole la fórmula $\text{PN}_2 \cdot \text{H}_2\text{O}$.

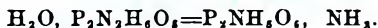
El fosfodiamido se descompone en calor en amoníaco y fosfomonamido:



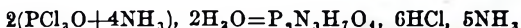
Fosforosoamidos son combinaciones análogas á los fosfamidos, solo tienen en lugar del grupo (PO) un átomo de fósforo: *fosforosomonamido* PN, *fosforosodiamido*, PH_2N_2 , *fosforosotriamido* PH_2N_3 . De estos hasta el dia no se ha preparado sino el compuesto PH_2N_3 . Mas unos le consideran como el fosforosotriamido, al paso que otros creen que es una mezcla del fosforosomonamido con el fosforosodiamido.

Sulfosofotriamido, $(\text{PS})\text{H}_2\text{N}_3$; se engendra al tratar el sulfoclorido de fósforo con el amoníaco. Es análogo con todo al fosfotriamido; sin duda se obtendrán tambien en el tiempo el diamido y monamido correspondiente.

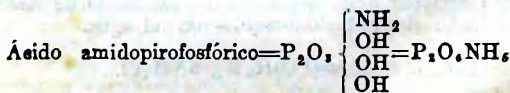
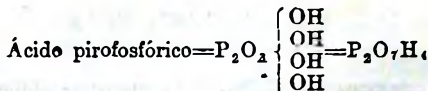
Acidos amidofosfóricos (1). Por el influjo del agua, ó aun mejor por el de los hidroxidos alcalinos, sobre el cloronitrido de fósforo disuelto en alcohol puede obtenerse un ácido: $\text{P}_2\text{N}_2\text{H}_6\text{O}_6$. Este se cambia, cuando su disolucion acuosa se calienta del modo que indica la fórmula siguiente:



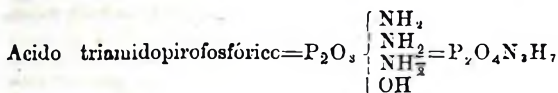
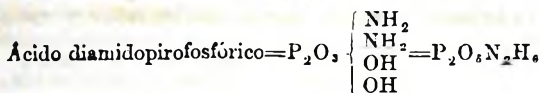
A la misma clase de ácidos pertenece el que resulta, si se trata con agua el producto de la accion del amoníaco sobre el oxiclorigido de fósforo:



Comparando estos tres ácidos con los ácidos fosfóricos, se descubre pronto, que su constitucion es semejante á la del ácido pirofosfórico. Son pues el mismo ácido pirofosfórico, en que se han reemplazado 1, 2 ó 3 restos de agua por un igual número de los grupos (NH_2) . De aquí el nombre de "*ácidos amidopirofosfóricos*".

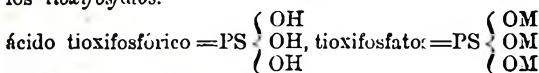


(1) Los amidos ácidos son aquellos, en que los restos de agua de los ácidos se han sustituido por los grupos: NH_2 . Por lo tanto *teóricamente* son posibles tantos, cuantos hay ácidos normales; ademas cada ácido polibásico puede engendrar tantos diferentes, cuantos tiene restos de agua.

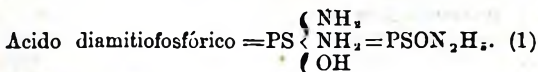
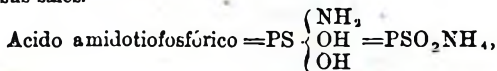


Son estos cuerpos verdaderos ácidos y pueden por lo propio engendrar sales; mas siendo varia su basicidad segun tienen 1, 2 ó 3 restos de agua no reemplazados por el grupo (NH₂), forman 1, 2 ó 3 series diferentes de sales.

Ácidos amidotiofosfóricos. Reemplazando el azufre los átomos de oxígeno en el ácido fosfórico ó fosforoso nacen los ácidos *tioxifosfóricos* ó *tioxifosforosos*. Sin embargo conocemos de estos solo uno, á saber el *ácido tioxifosfórico* y las sales correspondientes, los *tioxifosfatos*:



Así como del ácido pirofosfórico se derivan ácidos amidopirofosfóricos, así corresponden al ácido tiofosfórico dos *ácidos amidotiofosfóricos*. Ambos se han ya preparado, y tambien muchas de sus sales.



LOS DEMAS COMPUESTOS DEL FÓSFORO CON LOS ELEMENTOS ANTERIORES.

El pentaclorido de fósforo, esta combinacion tan productiva,

(1) Para espresar esta sustitucion del oxígeno por azufre, se usa tambien en la nomenclatura en vez de la añadidura "*tioxi*" tambien igualmente la de "*sulfoxi*", por consiguiente lo mismo significa "*ácido sulfoxifosfórico*" que "*ácido tioxifosfórico*".

Así como los ácidos tioxifosfóricos tienen los derivados de ácidos amidofosfóricos, así se conocen tambien ácidos *amidofosfóricos* y *amidofosforosos*: SO₂ $\left\{ \begin{array}{l} \text{NH}_2 \\ \text{OH} \end{array} \right.$, SO $\left\{ \begin{array}{l} \text{NH}_2 \\ \text{OH} \end{array} \right.$ y las sales correspondientes. Existen ademas sulfamidos correspondientes á los fosfamidos, á saber el sulfamido = SO₂ $\left\{ \begin{array}{l} \text{NH}_2 \\ \text{NH}_2 \end{array} \right.$ y el tionamido = SO $\left\{ \begin{array}{l} \text{NH}_2 \\ \text{NH}_2 \end{array} \right.$.

tiene como lo hemos indicado ya (pág. 249), la propiedad de unirse con otros cloridos, no solamente con los metálicos, sino también con los electronegativos. Aun no se sabe si los compuestos producidos de tal manera sean moléculas dobles (pág. 114) ó combinaciones verdaderamente químicas.

Los compuestos formados con los cloridos electronegativos, que se han aislado hasta el día, son los tres siguientes.

Clorido yodofosfórico, PCl_5 ó $\text{PCl}_3 + \text{ICl}$. Es un cuerpo cristalino, que se presenta en forma de agujas anaranjadas. Es muy cáustico y corroe fuertemente la piel.

Clorido sulfofosfórico, PCl_5S ó $\text{PCl}_3 + \text{SCl}_2$, (cfr. pág. 248), es un líquido amarillo trasparente, muy móvil, de un olor débil ácido. Se evapora ya á temperatura ordinaria y hierve á cosa de 180° . Disuelve el iodo, azufre y fósforo. Con agua se descompone formando sulfido de fósforo, ácido clorhídrico, ácido sulfúrico, fosfórico, tiosulfúrico y azufre libre.

Clorido selenofosfórico, $\text{P}^2\text{SeCl}_{11}$ ó $2\text{PCl}_5 + \text{SeCl}_4$. Es un cuerpo sólido anaranjado, que toma en calor un color hermoso de carmesí y se volatiliza á 220° .

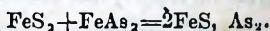
ARTICULO III.

ARSÉNICO Y SUS COMPUESTOS CON LOS ELEMENTOS DE LOS GRUPOS ANTERIORES.

. Arsénico As.

Sin. Arsenik; Arsenic.

1º PREPARACION. Una parte del arsénico comercial es el mismo arsénico nativo, que se encuentra en diferentes lugares en cantidades bastante notables. Otra mucho mayor se extrae del mineral llamado "arsenopirita" ó "mispiquel" ($\text{FeS}_2 + \text{FeAs}_2$). Este cuerpo calentado en retortas cilíndricas da protosulfido de hierro, que queda en ellas y arsénico que se volatiliza y deposita en los cilindros superiores. Facilitase la salida del arsénico añadiendo un poco de hierro fundido.



El arsénico comercial nunca está puro, para purificarle se le somete á la sublimacion en un matraz de vidrio. Si se caldea la parte inferior del matraz en un baño de arena, se volatiliza el arsénico y se deposita en las paredes superiores en costras cristalinas. Para quitar al arsénico el anhídrido arsenioso, que suele contener, se ha aconsejado destilarle con algun carbon. Pero volatilizándose la mas grande parte de este anhídrido ántes de su reduccion, este método no sirve y se le quita mas bien agitando el arsénico ántes de la sublimacion con agua clorosa.

2º PROPIEDADES FÍSICAS. El arsénico existe en dos modificaciones alotrópicas, tal vez en tres así como el fósforo; pues se conoce arsénico cristalino y arsénico amorfo, dotados de diferentes propiedades físicas. Sublimando en un tubo de vidrio el arsénico en una corriente de hidrógeno, se deposita mas cerca de la parte calentada el arsénico cristalino y un poco mas léjos el arsénico amorfo, al paso que en la estremidad del tubo se condensa el arsénico en forma de un polvo amarillo (1) que pronto se pone gris.

El arsénico cristalino es quebradizo, gris de acero y dotado de un brillo metálico. Cristaliza en romboedros, su densidad es 5,727 á 14º.—El arsénico amorfo en una masa negra, de brillo vítreo y del peso específico 4,71. Calentado á 360º se transforma con desarrollo de calor en arsénico cristalino.

El arsénico se volatiliza bajo la presión atmosférica ordinaria sin fundirse ántes, mas bajo una mas grande se funde y da un liquido trasparente. El vapor del arsénico es incoloro, su densidad 150 (ó 10,39, aire=1). El peso atómico del arsénico es 75.

Algunas sustancias grasas disuelven el arsénico en calor.

3º PROPIEDADES QUÍMICAS. Las moléculas del arsénico en estado gaseoso, cuando su densidad es 150, constan, así como las del fósforo gaseoso, de 4 átomos. El arsénico ofrece en sus combinaciones y en sus reacciones muchísimas analogías con este elemento. Con el hidrógeno se une indirectamente y da AsH_3 , arsenido gaseoso, y As_2H_4 , arsenido sólido. Con los halógenos se combina directamente, produciendo luz y calor reaccionando con el cloro.

Al contacto del aire el arsénico pierde pronto su brillo y se cubre de un polvo negro, que se considera como el subóxido de arsénico (2). Se puede quitar esta cubierta fácilmente por agua de cloro (3). Caldeado fuertemente en el aire el arsénico se enciende y produce ardiendo con llama azulina anhídrido arsenioso. Si se le introduce ardiendo en oxígeno puro sigue quemándose con una llama brillante blanca.

El arsénico se combina tambien directamente con el azufre en diferentes proporciones, igualmente con el selenio y telurio.

Fundiéndole con metales forma arsenidos semejantes á los que existen en la naturaleza.

En calor descompone el agua produciendo arsenido de hidrógeno y ácido arsenioso. No ataca el ácido clorhídrico con exclusion de aire, mas al contacto de este se forma poco de clorido de arsénico. No cambia tampoco el ácido sulfúrico di-

(1) Este polvo amarillo parece constituir una tercera modificacion.

(2) A este mismo subóxido atribuyen algunos químicos el olor característico que despide el arsénico ardiendo ó evaporándose.

(3) Segun Ludwig se obtiene arsénico muy brillante caldeando el arsénico con un poco de iodo en un tubo ancho y cerrado por una estremidad. Los vapores de iodido de arsénico que se forman, preservan el arsénico de la oxidacion.—En aire seco, segun Bonsdorf nose oxida el arsénico.

luido, pero caldeado con ácido sulfúrico concentrado produce ácido arsenioso y anhídrido sulfuroso. Reacciona con mucha energía sobre el ácido nítrico transformándose en ácido arsénico. Fundiéndole con hidróxido de potasio ó sodio se forman arsenitos y arsenidos alcalinos, al paso que hidrógeno libre se desprende. Si se le trata del mismo modo con el nitrato ó clorato de potasio, verificase una violenta reaccion y resulta arseniato de potasio.

4º PROPIEDADES FISIOLÓGICAS. El vapor de arsénico tiene un olor semejante al del ajo. El arsénico así como todos sus compuestos es un veneno violento. Produciendo los efectos venenosos en sumo grado el anhídrido ó ácido arsenioso, y siendo conocidos con mas exactitud los efectos fisiológicos de estos, les describiremos tratando de estos cuerpos: lo que se dirá allá se refiere en menor ó mayor grado á todos los compuestos del arsénico.

5º APLICACION. El arsénico sirve en la fabricacion de perdigones, en la pirotécnica y para destruir las moscas.

6º ESTADO EN LA NATURALEZA. El arsénico nativo se halla principalmente en vetas, en medio de los terrenos cristalinos primitivos y de transicion, acompañado generalmente de minerales de plata, plomo, cobalto y níquel, por ejemplo en Annaberg, Schneeberg, Marienberg y Freyberg (Sajonia), en Joachimsthal (Bohemia), Kapnik (Transilvania), Allemont (Dauphiné), Kongsberg (Noruegia) &a. Se halla tambien en abundancia en Chile (en las minas de Copiapó y de Huasco-Alto.)

Sus combinaciones con el azufre [rejalgar (AsS) y orpimento (As_2S_3)] acompañan los demas minerales arsenicales, tambien se han encontrado en los volcanes. Mas generales son los arsenidos y *sulfoarsenidos* metálicos: arsenopirita (mispíquel) $FeAs + FeS_2$, arsenido de hierro ($FeAs_2$), cobalto gris ($CoAs_2 + CoS_2$), arsenido de cobalto (cobalto blanco) $CoAs_2$, níquel gris ($NiAs_2 + NiS_2$), níquel arsenical ($NiAs_2$), níquel rojo ($NiAs$), cobre blanco (arsenido de cobre de diferente composicion); rosicler claro (Ag_3AsS_3) &a. Estos arsenidos acompañan por lo comun las piritas, blendas, galenas y varios minerales de plata, de cobalto, níquel, estaño, cobre. Los arsenidos de hierro se hallan en grande abundancia. Encuéntranse ademas *arseniatos* en forma de minerales muy varios: calcofilita, liroconita, eucroita, olivenita, erinita, leirocroita son todos arseniatos de cobre con cantidades varias de agua de cristalizacion; escorodita [$Fe_2(AsO_4)_2 + 4ag$], farmacosiderita [$3Fe_2(AsO_4)_2 + Fe_2O_6H_6$], pitizita [$Fe_2(AsO_4)_2 + Fe_2O_6H_6 + 6H_2O$], eritrina (flor de cobalto) ($Co_3(AsO_4)_2 + 8ag$), flor de níquel (anabergita) [$Ni_3(AsO_4)_2 + 8ag$], farmacolita ($Ca_2H_2(AsO_4)_2 + 5ag$), haidingerita [$Ca_2H_2(AsO_4)_2 + 1ag$], pierofarmacolita [$Ca_2(AsO_4)_2 + Ca_2H_2(AsO_4)_2 + 11ag$]; de los arsenitos se conoce el arsenito de cobalto. El anhídrido arsenioso (flor de arsénico) se encuentra constantemente con el arsénico nativo y los arsenidos.

El arsénico se ha hallado tambien frecuentemente en las aguas minerales, principalmente en las ferruginosas aciduladas y en los depósitos que ellas producen al contacto del aire. Se le descubrió en las cenizas de leña, de carbon de piedra, en rocas

cristalinas. De esto se ve que el arsénico está muy generalmente esparcido en la naturaleza.

COMPUESTOS DEL ARSÉNICO CON EL HIDRÓGENO.

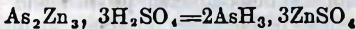
Conocemos dos combinaciones hidrogenadas del arsénico, una gaseosa AsH_3 , y otra sólida que parece tener la misma composición como el fosfido correspondiente. Es probable que puede existir también otro arsenido de hidrógeno de la composición análoga al fosfido líquido de hidrógeno. Solo el arsenido gaseoso tiene importancia, por eso solo de él trataremos más difusamente. El arsenido sólido se obtiene empleando en la electrólisis del agua el arsénico como polo negativo, ó disolviendo el arsenido de potasio en agua. Es un polvo pardo que arde si se le calienta en el aire.

Arsenido gaseoso de hidrogeno AsH_3 .

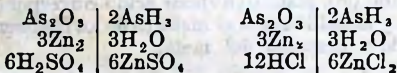
Sin. Arsenwasserstoffgas, arsenetted hydrogen gas, arséniure d'hydrogène gaseux, hydrogène arsénié.

1° PREPARACION. Este compuesto se produce cada vez que se pone un compuesto oxigenado del arsénico en presencia del hidrógeno naciente.

Se le prepara poniendo en un frasco tubulado, análogo al que sirve para la preparación del gas hidrógeno, ácido sulfúrico ó clorhídrico diluido y una aleación obtenida fundiendo 75 gramos de arsénico con 100 de zinc.



En vez de valerse de dicha aleación, puede también disolverse zinc en el ácido sulfúrico ó clorhídrico diluido en que se ha puesto anhídrido arsenioso:



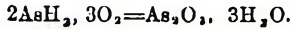
2° PROPIEDADES FÍSICAS. El arsenido de hidrógeno es un gas incoloro, de la densidad 39 (2,7, aire=1.). Se licúa á -40° . Aun no se solidifica á -110° .

No se disuelve en agua sino muy poco.

3° PROPIEDADES QUÍMICAS. El arsenido de hidrógeno es un compuesto muy flojo y se descompone fácilmente. El calor le parte en hidrógeno y arsénico: si se efectúa esta descomposición pasando el gas por un tubo de vidrio que está enrojecido por medio de una lámpara, el arsénico se deposita poco detrás en anillo brillante negro.

El cloro, bromo y yodo obra sobre este arsenido como sobre el fosfido respectivo (pág. 243). Al contacto de un exceso de

aire arde el arsénico con una llama lívida, dando agua y anhídrido arsenioso:



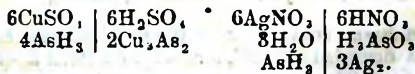
Si el aire está en cantidad insuficiente, ó si se enfría la llama con un cuerpo, por ejemplo, con un plato de porcelana (fig. 73) una parte del arsénico se liberta de la combustion y se deposita en capa negra. Sobre estos aislamientos del arsénico negro se funda la esperiencia mas sensible para el descubrimiento del arsénico, llamada "prueba de Marsh."

Desembarzados los materiales, en que se desean descubrir rastros de arsénico, de las sustancias orgánicas, y oxidado el compuesto arsenical, si no se hallase en estado oxigenado, se pone el producto de estas operaciones preparativas en un aparato de hidrógeno (a) (fig. 74) cuyo gas secado con clorido de calcio en (c) está inflamado en la estremidad (e) de un tubo afilado. Si hay arsénico en las materias introducidas, la llama amarillenta al principio se pone despues lívida. Oprimiendo esta llama con una cápsula de porcelana se obtienen las manchas características del arsénico. Cuando se calienta al mismo tiempo el tubo (f) se va á formarse mas allá del punto enrojado un anillo resplandeciente de arsénico. (1)

El potasio, sodio y estaño absorben el arsenido de hidrógeno con produccion de arsenidos y aislamiento de hidrógeno.

Dejando el gas arsenido de hidrógeno por algun tiempo en contacto de agua, depositase sobre las paredes del vaso arsenido sólido de hidrógeno.—El ácido nítrico y semejantes sustancias oxidantes le descomponen produciendo ácido arsenioso ó arsénico.—Los hidróxidos alcalinos le absorben y fórmanse arsenitos alcalinos con desprendimiento de hidrógeno procedente del arsenido y de los hidróxidos.

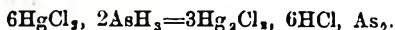
Nuchas disoluciones metálicas descomponen el gas arsenido de hidrógeno. Si el metal es de la clase de los difícilmente oxidables (plata, oro, platino) fórmanse ácido correspondiente á la sal y arsenioso y metal libre, si el metal es de los fácilmente oxidables resulta ácido y arsenido del metal.



De las reacciones indicadas resulta el uso de estas sales para purificar el hidrógeno preparado con el zinc y ácido sulfúrico que tienen señales de arsénico.—De las disoluciones del

(1) Aquí no entramos en las especialidades de esta esperiencia, ni en las precauciones que se han de tomar para hacer el resultado indudable. Pues de todo eso se tratará separadamente en la química analítica.—Por la misma razon tampoco esplicamos en otros lugares las esperiencias analíticas.

mercurio el arsenido de hidrógeno precipita subsales de mercurio y arsénico.



4° PROPIEDADES FISIOLÓGICAS. El gas arsenido de hidrógeno tiene un olor muy desagradable, diferente del que despiden el arsénico al quemar ó evaporarse. Este gas es el más deletéreo de todos los compuestos del arsénico (1). Eulenburg, confirmó por experimentos, que la cantidad de 0,25 por ciento del arsenido en el aire basta para producir envenenamiento arsenical agudo en los gatos y matarlos dentro de media hora. Los síntomas producidos son semejantes á los que causa el anhídrido arsenioso.

COMPUESTOS DEL ARSÉNICO CON LOS HALÓGENOS.

Hasta el día se han podido obtener solamente compuestos de un átomo de arsénico con tres de los halógenos.

Fluorido de arsénico AsF_3 .

Sin. Fluorarsen; fluoride of arsenic; fluorure d'arsénic.

Este cuerpo se obtiene destilando en un aparato de plomo una mezcla de 5 partes de espato de flúor, 4 de anhídrido arsenioso y 10 de ácido sulfúrico concentrado.—Es un líquido incoloro, humeante al aire, de la densidad 2,73. Hierve á 63°.—En presencia del agua se descompone formando, según parece, un ácido hidrofúorarsenioso. Absorbe el amoníaco y produce un compuesto sublimable.

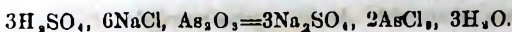
Clorido de arsénico AsCl_3 .

Sin. Chlorarsen; chloride of arsenic; chlorure d'arsénic.

1° PREPARACION. El clorido de arsénico se prepara según el mismo método y con el mismo aparato que el clorido de azufre y los de fósforo (fig. 42, pág. 158). Solo hay que reemplazar el azufre fundido por el arsénico en polvo calentado. El líquido que se condensa en el recipiente se desembaraça del exceso de cloro volviendo á destilarle sobre arsénico pulverizado.

Se le obtiene también caldeando en una retorta hácia 100° una mezcla de 400 p. de ácido sulfúrico con 40 de anhídrido arsenioso y añadiendo en seguida por la tubuladura de la retorta fragmentos de clorido de sodio fundido. Fórmase entonces el clorido de arsénico según la reacción siguiente:

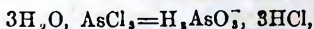
(1) Gehlen, un químico y físico célebre que se hizo cargo de estudiar las propiedades de este gas, murió durante sus inquisiciones.



El se condensa en el recipiente refrigerado y hacia el fin de la operacion se cubre con una capa de otro líquido, que es el oxiclorigo del arsénico hidratado procedente de la accion del clorigo de arsénico con el anhídrido arsenioso.

2º PROPIEDADES FÍSICAS. El clorigo de arsénico es un líquido incoloro, oleaginoso, humeante al contacto del aire, del peso específico 2,05 á 0°. Aun no se solidifica á -29°, hierve á 134° (1). La densidad de los vapores es 90,7 (6,27, aire=1), el peso molecular 181,5.

3º PROPIEDADES QUÍMICAS. Vertiendo el clorigo de arsénico en un exseso de agua, principalmente caliente, fórmanse ácido arsenioso y clorigido.



pero dejándole en contacto con poca agua, es decir con no mas de que es preciso para disolver el clorigo de arsénico, comienza á cristalizar despues de unos dias un cuerpo de la composicion: $\text{AsOCl} + \text{H}_2\text{O}$ (hidrato del oxiclorigo de arsénico). El clorigo de arsénico absorbe el gas amoniaco y produce un compuesto cristalizabile en el alcohol ($2\text{AsCl}_3 \cdot 7\text{NH}_3$). Se combina tambien directamente con el clorigo de azufre en dos proporciones ($\text{AsCl}_3 \cdot \text{SCl}_2$ y $2\text{AsCl}_3 \cdot 3\text{SCl}_2$).

Disuelve en calor el azufre y fósforo y les deposita de nuevo al enfriarse en forma de cristales.

Es sumamente venenoso.

Bromido de arsénico AsBr_3 .

Sin. Bromarsen; bromide of arsenic; bromure d'arsenic.

Se le obtiene añadiendo el arsénico pulverizado al bromo: la combinacion se efectúa con produccion de luz y calor. Luego se destila caldeando á unos 220°; y el bromido de arsénico se condensa entónces en estado de un líquido poco amarillento, el que sin embargo pronto se solidifica.

El bromido de arsénico es sólido hasta 20° ó 25°, desde este punto es líquido y hierve á 220°. El agua le descompone en ácido bromhídrico y ácido arsenioso.

(1) Aunque el clorigo de arsénico no hierva ántes de 134, es sin embargo arrastrado con suma facilidad por otros vapores, lo que causa á veces la pérdida del arsénico en las análises cuando se calientan las disoluciones del ácido arsenioso ó de otro compuesto del arsénico con sustancias que determinan la produccion de ácido clorigido. De otra parte se utiliza esta propiedad del clorigo de arsénico para separar el arsénico de sustancias orgánicas en las análises químicojudiciales. En este último caso se ha de atender al que bajo 100° la volatilizacion es insignificante, pero mas arriba notable, que ella no se hace en presencia de sustancias muy oxidantes.

Iodido de arsénico AsI_3 .

Sin. Iodarsen; iodide of arsenic, iodure d'arsenic.

Iodido de arsénico muy puro y hermoso resulta cuando se le prepara de la manera siguiente. Se vierte una disolución saturada etérica de iodo en un matraz sobre arsénico pulverizado en exceso y se mantiene por algún tiempo el líquido hirviendo y se mueve de vez en cuando el contenido del matraz. Para impedir la volatilización del éter se fija sobre el orificio del matraz un tubo largo de vidrio. En fin, se filtra el líquido caliente, enfriándose deja depositarse bellísimos cristales de iodido de arsénico.

El iodido de arsénico es rojo anaranjado y cristaliza en laminillas brillantes. Se funde fácilmente y se volatiliza sin descomposición. Un exceso de agua disuelve el iodido enteramente. Cociéndole con poco de agua se descompone y nace ácido iodhídrico al mismo tiempo que un compuesto cristalino de anhídrido arsenioso, oxiodido de arsénico y agua ($2AsOI + 3As_2O_3 + 12H_2O$).

COMPUESTOS DEL ARSÉNICO CON EL OXÍGENO Y EL HIDRÓGENO.

El oxígeno forma con el arsénico dos anhídridos análogos á los del fósforo.

As_2O_3 anhídrido arsenioso,
 As_2O_5 anhídrido arsénico.

Fuera de estos dos óxidos se admite generalmente la existencia de un tercero *subóxido de arsénico*, (pág. 273); pero hasta el día no tenemos conocimientos seguros de este compuesto.

A los dos anhídridos corresponden los dos ácidos normales:

H_3AsO_3 , ácido arsenioso,
 H_3AsO_5 , ácido arsénico.

De estos se derivan entonces por sustracción de agua, así como tenemos explicado (pág. 259) los ácidos siguientes:

$H_4As_2O_5$, ácido piroarsenioso,
 $H_4As_2O_7$, ácido metarsenioso,
 $H_4As_2O_9$, ácido piroarsénico,
 $H_4As_2O_{11}$, ácido metarsénico.

Todos estos ácidos dejan ver una analogía completa con los ácidos respectivos del fósforo; teniendo los cuatro últimos derivados muy poco interés, nos ocuparemos únicamente con el ácido arsenioso y arsénico y sus anhídridos.

· Anhídrido arsenioso As_2O_3 .

Sin. *Arsénico blanco, mata-ratas; Arsenigsaureanhydrid; arsénious anhydride; anhydride arsénieux.*

1º **PREPARACION.** Una parte del anhídrido arsenioso comercial se obtiene como producto accidental ó secundario en el tueste de los minerales argentíferos, de cobalto, níquel, estaño conduciendo los vapores en canales ó cámaras frías, en donde se deposita el anhídrido.—La mayor parte se obtiene tostando el arsenido y sulfoarsenido de hierro. Estos minerales pulverizados y calentados en muflas grandes, experimentan la acción oxidante de una corriente de aire que arrastra el anhídrido arsenioso según se va produciendo, y le deposita en las cámaras frías de condensación. El anhídrido recogido se purifica con una nueva destilación en cilindros de hierro colado.

2º **PROPIEDADES FÍSICAS.** El anhídrido arsenioso se presenta en dos modificaciones alotrópicas. Recientemente preparado y condensado á tiempo de su sublimación en una pared muy caliente, está en una masa *vítrea* y perfectamente diáfana; pero poco á poco pierde esta masa su transparencia y toma un color blanco lechoso, se vuelve anhídrido *porcelánico*. Esta transformación muy lenta se hace desde la superficie al centro, y así cuando se rompe un fragmento de anhídrido porcelánico, se halla generalmente en medio una parte aun vítrea. Dicha transformación consiste en que el anhídrido vítreo desde luego amorfo, se cristaliza poco á poco perdiendo calor. Los cristales microscópicos trabados interceptan el paso de la luz. El anhídrido porcelánico calentado á una temperatura próxima al rojo oscuro, se transforma por el contrario en anhídrido vítreo absorbiendo calor.

El ácido vítreo tiene por densidad 3,738, el ácido porcelánico 3,689. Aquel es tres veces mas soluble en agua que este, mientras que el vítreo exige para su disolución 25 partes de agua de 13º, el porcelánico necesita 80. Del agua hirviendo bastan 9 partes para disolver 1 del anhídrido vítreo.—La disolución saturada de anhídrido vítreo deja poco á poco depositar anhídrido cristalizado. Hay pues en medio del agua, lo mismo que en el aire, transformación lenta del anhídrido vítreo en anhídrido opaco.

La lentitud de la transformación no permite comprobar el desarrollo de calor; pero él mismo se hace sensible cuando la transformación se verifica rápidamente en el ácido clorhídrico, que como el agua disuelve mas anhídrido vítreo que porcelánico. Si se abandona al enfriamiento una disolución hirviendo de anhídrido vítreo en el ácido clorhídrico, se depositan poco á poco cristales de anhídrido opaco, y el desarrollo de calor que acompaña su formación está indicado por una viva luz, visible en la oscuridad.

También en cuanto á la solubilidad en alcohol se observan diferencias análogas entre los dos anhídridos.

	alcohol de 56°	alcohol de 79°	alcohol de 86°	alcohol absoluto
100 partes disuelven del anhídrido cristal. á 15°	1,680	1,430	0,715	0,025
" " á la ebullicion	4,895	4,551	3,179	3,402
del anhídrido vítreo á 15°	0,504	0,540	—	1,060

La presencia de otros ácidos minerales aumenta la solubilidad del anhídrido arsenioso.

El anhídrido arsenioso puede cristalizarse en dos formas incompatibles; es pues no solo alotrópico sino tambien *dimorfo*. Cuando el anhídrido arsenioso se cristaliza á la temperatura ordinaria por la condensacion del vapor en una pared fria, ó se aísla por evaporacion ó enfriamiento de su disolucion en el agua ó en el ácido clorhídrico, toma la forma de octaedros regulares. Cuando la cristalicacion se produce hácia 250° por condensacion de su vapor en una pared caliente ó por enfriamiento de una disolucion concentrada en vasija tapada, resultan prismas rómbicos.

El anhídrido arsenioso se volatiliza á cosa de 200° sin fundirse ántes. El vapor es incoloro y sin olor, su densidad es 96 (13,6, aire = 1). Se le puede fundir calentándole en un tubo sellado á la lámpara.

PROPIEDADES QUÍMICAS. El anhídrido es una sustancia muy oxidable y desoxidante. Por digestion con ácido nítrico se transforma en ácido arsénico. El mismo producto resulta mas pronto al tratarle con cloro, bromo ó iodo (1) en presencia de agua ó con agua régia (2). El anhídrido arsenioso reduce fácilmente el ácido crómico y mangánico, así como los bicromatos, mangانات.

Al contrario se puede tambien reducir fácilmente el anhídrido arsenioso por diversas sustancias. Calentando con carbon en un tubo de vidrio (fig. 75) se reduce y da anhídrido carbónico y arsénico metálico que forma en la parte superior del tubo un anillo negro reluciente.

El hidrógeno libre desoxida en calor el anhídrido produciendo agua y arsénico. Mas el hidrógeno naciente le cambia en temperatura ordinaria en arsenido de hidrógeno gaseoso, bastando para ello poner anhídrido arsenioso en un aparato donde se produce hidrógeno (pág. 276).



En la disolucion del anhídrido arsenioso en ácido clorhí-

(1) Al mismo tiempo producen los halógenos ácido clorhídrico, bromhídrico, iodhídrico.

(2) Tratando el anhídrido arsenioso con agua régia, con cloro y agua, con ácido clorhídrico y clorato de potasio, nunca se forma clorido de arsénico. Por lo tanto no se pierde nada de arsénico al evaporar una disolucion, que tiene ácido clorhídrico y anhídrido ó ácido arsenioso, cuando se le añade ácido nítrico ó clorato de potasio (cfr. pág. 278 Not.).

drico y sulfúrico se cubre el zinc con un polvo negro de arsénico al paso que se desprende hidrógeno y arsenido de hidrógeno.

Enrojecido el anhídrido arsenioso con los óxidos tierraalcalinos ó con los carbonatos alcalinos fórmanse arseniatos, al paso que se volatiliza arsénico.—El ácido sulfhídrico produce en la disolución del anhídrido en el ácido clorhídrico un precipitado característico amarillo de trisulfido de arsénico.—Saturada la disolución por amoníaco da un precipitado blanco amarillento en las sales de plata, produciendo con las de cobre un precipitado verde (verde de Scheele).

4° PROPIEDADES FISIOLÓGICAS. El anhídrido arsenioso es sin olor, y de muy poco sabor. El sabor del anhídrido pulverizado es casi no perceptible, es algo dulce y deja un sentimiento de acidez.

Es un veneno muy violento (1) y el cuerpo empleado con mas frecuencia en los envenenamientos hechos de intento, porque es fácil hallarle en el comercio en forma de un polvo blanco inodoro, casi sin sabor y parecido á harina. Puede sin embargo el hombre y tambien los animales acostumbrarse á la consumpcion de dosis notables del arsénico sin atraerse ningun daño notable. Así es que en algunas regiones montanosas del Europa (Stiria, Karntia, Hungría) los hombres toman diariamente dosis fuertes de este veneno, para facilitarse el ascenso de las montañas. Tambien las dan á los caballos.

Los síntomas de un envenenamiento agudo, causado por dosis fuertes del anhídrido arsenioso son por lo comun los siguientes: Se produce primero una irritacion general la cual siguen erutaciones insólidas. Muy pronto se siente una quemazon mas ó ménos fuerte en el estómago y las fauces, una constriccion dolorida del farinje y finalmente se verifican vómitos. Estos dan al principio materias enhieladas, y despues tales que tienen sangre. Siguen creciendo, los dolores en el estómago y vuelven insoportables, se les junta una sed no apagable, y sequedad en la boca y las fauces. Despues de vómitos repetidos se manifiestan dolores cólicos acompañados de evacuaciones del vientre abundantes, sueltas y fétidas, al principio negruscas en seguida sangrientas. Al mismo tiempo ya se observan calofríos, pulso ora relentado, ora acelerado, actividad del corazon aumentada, enfriamiento de las estremidades, al paso que se aumenta el calor interior, y apesar de este se produce un sudor frio. Siente el envenenado angustias estremas, opresion del pecho, sobre-aliento; los ojos bajan y toman bordes azules, la cara se pone pálida, siguen desfallecimientos, temblores de los miembros, los

(1) En cuanto al grado diferente de venenosidad de los compuestos arsenicales se puede asignar la siguiente serie. Los mas venenosos son: arsenido de hidrógeno, clorido de arsénico y anhídrido arsenioso, siguen entónces el anhídrido y ácido arsénico, los arsenitos y arseniatos, los sulfidos de arsénico, el arsénico. El grado de venenosidad está en una cierta proporcion con la solubilidad de los preparados arsenicales.

sentidos pierden su actividad y despues de convulsiones, accidentes de apoplejia y parálisis acontece la muerte (1). Esta se verifica mas ó ménos pronto segun la cantidad de veneno ó segun que el veneno ataca principalmente al estómago y los intestinos ó al sistema nervioso. Ora sigue despues de 3 ó 4 horas, ora despues de 2 ó 4 dias. Una dosis de 1 á 5 decigramos la produce generalmente en 24 horas.

Si las dosis del anhídrido arsenioso son muy débiles, pero se toman por algun tiempo repetidas veces, ó si se mora en lugares en donde hay vapores arsenicales, por ejemplo, en las fábricas de anhídrido arsenioso y semejantes, se desarrolla el envenenamiento bajo una forma que se llama arsenismo ó envenenamiento crónico. En tales casos se observa al principio aumento del apetito, de la temperatura del organismo y de las evacuaciones, ademas un influjo irritante y fortificante sobre el sistema nervioso, pero pronto se manifiestan tambien síntomas enfermizos: catarros del estómago y de los intestinos, sed, dificultad en la digestion, dolores débiles cólicos y del estómago, irritacion en la larinje, las fauces, salivacion, dificultad de tragar, enronquecimiento, exántemas &a, la cara toma un color pálido, en los ojos se muestran bordes oscuros, los labios vuelven azulinos. Si las dosis eran algo mas notables se observan síntomas semejantes á los del envenenamiento agudo con la diferencia, que en el arsenismo son intermitentes. En fin se desarrollan estados hidrónicos, dispepsia, gastroenteritis crónica, enfermedades nerviosas con falta de sueño, extenuacion, y sigue siempre una muerte prematura.

El envenenamiento agudo con el ácido arsenioso puede ser combatido con eficacia cuando es reciente, es decir cuando el veneno solo ha entrado en el estómago, pero si ha tenido tiempo de obrar y de entrar en circulacion, es siempre mortal. Ante todo conviene hacer vomitar al enfermo para que arroje la mayor parte de la materia venenosa, que queda aun en el estómago; se le administra en seguida sesquihidróxido de hierro recién preparado, ú óxido de magnesio en suspension en el agua. Pues estos óxidos se combinan con el anhídrido arsenioso, formando arsenitos muy poco solubles. Siendo sin embargo ellos no perfectamente insolubles en los líquidos del organismo no pueden tampoco paralizar completamente todo influjo venenoso.

4º APLICACIONES. En la industria se emplea para la preparacion del verde de Scheele (arsenito de cobre) y verde de Schweinfurt (acetoarsenito de cobre) que segun las varias tintas lleva tambien diferentes otros nombres: verde de Viena, verde emperador, verde régio, verde de Cassel, verde de Leipzig, verde original, verde inglés, &a.. Aunque estos colores se distinguen por

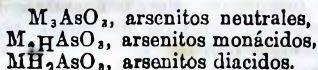
(1) Fuera de los síntomas indicados se han observado tambien los siguientes, estranguria; orina sangrienta, manchas azulinas en la piel. Despues de la muerte se advierten tales manchas sobre todo el cadáver.

su hermosura de todos semejantes; sin embargo y en preparacion y su uso es muy perjudicioso á la salud; y todos colores verdes cuanto mas son hermosos merecen tanto mas desconfianza.—Se le utiliza en la fabricacion de los vidrios para descolorar los vidrios verdes por el sesquióxido de hierro, en la tintorería como mordiente, en la fabricacion de perdigones.—Le usan como sustancia antiséptica los preparadores de los museos zoológicos (1). En forma de una pasta, hecha con 1000 partes de sebo, 1000 de harina, 10 de negro de humo, 10 de anhídrido arsenioso, 1 de esencia de anís, se emplea para destruir los ratones.—En cortas dosis le dispensa la medicina contra el asma, pues facilita la respiracion, contra las calenturas palustres como febrífugo, contra epilepsia, hidrofobia &.

Acido arsenioso H_3AsO_3 .

Sin. Arsenige Saure; arsenious acid; acide arsénieux,

No se conoce el ácido arsenioso aislado; pero se supone su existencia en las disoluciones del anhídrido en el agua. Existe además en forma de arsenitos. Estos dejan ver que el ácido arsenioso no es solamente dibásico como lo es el ácido fosforoso, sino tribásico. Pues hay arsenitos de triple clase:



Anhídrido arsénico As_2O_3 .

Sin. Arsensaeureanhydrid; arsenic anhydride; anhydride arsénique.

Se le prepara calentando el ácido arsénico al rojo oscuro. Es una masa blanca, amorfa, que se funde al rojo y se descompone poco mas allá en anhídrido arsenioso y oxígeno. La densidad del anhídrido fundido es 3,734. Al contacto del aire absorbe lentamente el agua, se disuelve en este líquido con suma lentitud cambiándose en ácido arsénico (H_3AsO_3). Parece, que puede combinarse con el anhídrido arsenioso produciendo un compuesto salino ($2As_2O_3 + As_2O_3$). Con el pentaclorido de fósforo da oxiclorigido de fósforo, clorigido de arsénico y cloro libre:



(1) El jabon arsenical empleado para este fin se prepara añadiendo á la disolucion de 100 partes de jabon en agua 36 de carbonato de potasio, 12 de óxido de calcio, 100 de anhídrido arsenioso y en fin 15 de alcanfor pulverizado. Esta mezcla diluida con agua se aplica con una brocha á las pieles de animales y pájaros.

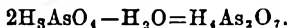
• **Acido arsénico** H_3AsO_4 .

Sin. *Arsensaeure; arsenic acid, acide arsénique.*

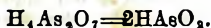
1° **PREPARACION.** El ácido arsénico se obtiene calentando en una retorta espaciosa arsénico ó mas bien anhídrido arsenioso con ácido nítrico ó agua régia (1). Disuelto todo ello se evapora para espulsar el exceso del ácido nítrico ó del agua régia y se concentra hasta la consistencia siruposa. Dejando reposar el líquido obtenido por algunos dias en lugar frio se forman cristales del ácido arsénico que tienen agua de cristalización $2H_3AsO_4 \cdot 1ag.$ A 100° se funden estos y perdiendo el agua de cristalización se transforman en el ácido normal H_3AsO_4 .

2° **PROPIEDADES.** El ácido arsénico obtenido caldeando el ácido con agua de cristalización á 100° tiene la forma de agujas finas.—Se disuelve fácilmente en el agua y da disoluciones muy ácidas.

Caldeando entre 140 y 180° pierde los elementos de agua transformándose en ácido piroarsénico:



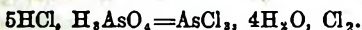
Entre 200 y 206° hay pérdida de los elementos de otra molécula de agua y resulta el ácido metarsénico:



Este se descompone al rojo oscuro en anhídrido arsénico y agua.

El ácido arsénico es un ácido tribásico, en todo análogo al ácido fosfórico (2). Se reduce por el carbon, hidrógeno, anhídrido sulfuroso, metales, cianido de potasio &a. El hidrógeno naciente cambia el ácido arsénico en arsenido de hidrógeno, mas esta transformacion es mas complicada y no tan completa que con el anhídrido arsenioso y los arsenitos, por eso será bueno transformar el ácido arsénico en arsenioso, cuando se trata de hacer la esperiencia de Marsh. Haciendo reaccionar el zinc ó el hierro sobre el ácido arsénico, se desprende *hidrógeno puro*, mas si está presente tambien ácido clorhídrico ó sulfúrico, el hidrógeno que se desprende, lleva consigo arsenido de hidrógeno.

Caldeando por mucho tiempo el ácido arsénico con el ácido clorhídrico *diluido*, se forma triclorido de arsénico, agua y cloro libre,



(1) La operacion especial es enteramente análoga á la de la preparacion del ácido fosfórico, solo no hay aquí estos peligros que se han de temer en esta.

(2) Los arseniatos son isomorfos á los fosfatos respectivos.

El anhídrido sulfuroso reduce el ácido arsénico al estado de ácido arsenioso transformándose en ácido sulfúrico.—El ácido sulfúrico no precipita inmediatamente la disolución de ácido arsénico (y de arseniatos); el precipitado se forma al cabo de algunas horas y es una mezcla de trisulfido de arsénico con azufre libre.

El nitrato de plata produce en la disolución del ácido arsénico neutralizada por amoníaco ó en la de arseniatos un precipitado rojo parduzco de arseniato de plata, el que da el sulfato de cobre en las mismas circunstancias, es azulino.

3º APLICACION. El ácido arsénico se emplea en la fabricación de los colores de anilina, recientemente se le ha sustituido al ácido tartárico en el estampado en las telas.

COMPUESTOS DEL ARSÉNICO CON EL AZUFRE.

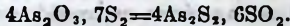
Existen mas sulfidos de arsénico que óxidos del mismo. Los mas conocidos son:

As_2S_2 disulfido de arsénico,
 As_2S_3 trisulfido ,,
 As_2S_5 pentasulfido ,,

Berzelius señala ademas la existencia de un sulfido de la fórmula $As_{12}S_7$, y Mitscherlich la del sulfido As_2S_3 .

Se les puede preparar todos fundiendo azufre y arsénico juntos en los proporciones debidas. Todos se unen á los sulfidos básicos produciendo compuestos sulfosalinos.

DISULFIDO DE ARSÉNICO, REJALGAR, As_2S_2 . Se le obtiene artificialmente calentando juntos 75 partes de arsénico con 32 de azufre, ó una mezcla de azufre y anhídrido arsenioso:



En la industria se le prepara tambien destilando una mezcla de pirita y mispíquel pulverizados.

El rejalgár comercial es una masa roja de fractura concoída, vítrea, dura y quebradiza, del peso esp. 3,5 á 3,6. Es fusible y puede cristalizarse por enfriamiento. Se volatiliza sin descomposicion. Calentado al aire arde dando anhídrido sulfuroso y arsenioso. Fundido con nitrato de potasio produce sulfato y arseniato de potasio. Hirviéndole con hidróxido de potasio fórmase arsenito é hiposulfarsenito potásico ($K_2As_2S_3$), al mismo tiempo que queda un polvo pardo de subsulfido de arsénico ($As_{12}S_7$).

El disulfido de arsénico existe en la naturaleza en cristales prismáticos de color rojo anaranjado, principalmente se encuentra en la Transilvania y en la cercanía de volcanes (Vesuvio, Etna, en el Japon).

APLICACION. Empléase en la pintura, en la fabricación de perdigones, en la tintorería. Mezclado con nitrato de potasio y azu-

fre constituye el "fuego blanco indio" usado en la pirotécnica (1).

TRISULFIDO DE ARSÉNICO, ORPIMENTO, As_2S_3 . Existe tambien en la naturaleza, principalmente en la Persia, en bellos cristales y masas cristalinas de color amarillo claro. Se le obtiene artificialmente fundiendo juntas 75 partes de arsénico y 48 de azufre, ó tratando por una corriente de ácido sulfhídrico una disolucion del anhídrido arsenioso en el ácido clorhídrico (2).

El trisulfido obtenido por via húmeda es un polvo de color hermoso amarillo, el trisulfido sublimado forma masas cristalizadas, amarillas anaranjadas. Su densidad es 3,459. Es fusible y destila á cosa de 700° . Fundido presenta un líquido rojo de rubí que al enfriarse da una masa vítrea del mismo color. Esta se distingue sin embargo del realjar por una transparencia mayor y un polvo mas claro.

El ácido nítrico le ataca con energía formando al mismo tiempo ácido arsénico y sulfúrico, lo propio sucede con el agua régia. El amoniaco le disuelve con facilidad. Los hidróxidos y carbonatos del potasio y sodio le disuelven igualmente con produccion de un arsenito y sulfoarsenito alcalino. Aun mejor le disuelven los sulfidos alcalinos formando sulfoarsenitos. Caldeando el trisulfido de arsénico con carbonato de sodio y carbono pulverizado, ó aun mejor con carbonato de sodio y cianido de potasio en un tubo de vidrio cerrado por un extremo se obtiene el anillo característico de arsénico (pág. 281.).—Con los sulfidos metálicos engendra sulfosales de tres clases: sulfoarsenitos, pirosulfoarsenitos, y metasulfoarsenitos.

Aplicacion. Se le usaba ántes en la tintura, mas hoy dia está reemplazado por el cromato de plomo. Solo se usa todavia, así como el disulfido, para la desoxidacion del índigo.—Una pasta de orpimento, hidróxido de calcio y de potasio servia ántes como depilatorio (*rusma de los orientales*), mas tambien esta se sustituye hoy dia por otras inocentes, que indicamos tratando del calcio.

Pentasulfido de arsénico, As_2S_5 . Se obtiene únicamente por vía seca, fundiendo el trisulfido de arsénico con el azufre en las proporciones convenientes.—Es un cuerpo amarillo, fácilmente fusible y puede, falta de aire, sublimarse sin alteracion. Se disuelve con facilidad en los hidróxidos y sulfidos ó hidrosulfidos alcalinos produciendo sulfoarseniatos, pirosulfoarseniatos ó metasulfoarseniatos. Así como el trisulfido engendra mas fácilmente los pirosulfoarsenitos, así el pentasulfido da generalmente primero pirosulfoarseniatos.

(1) La composicion es: 24 partes de nitrato de potasio, 7 de azufre, 2 de realjar; segun otros produce un efecto mejor la mezcla de 30 partes de nitrato potásico, 10 de azufre y 11 de realjar. Parece que el sulfido de arsénico tan peligroso por sus vapores no es necesario, pues una mezcla de 24 de nitrato de potasio, 7 de azufre y 1 de carbon pulverizado produce el mismo efecto.

(2) El orpimento comercial preparado por sublimacion tiene constantemente anhídrido arsenioso, puede llegar el contenido de este á 60 por ciento.

COMPUESTOS DEL ARSÉNICO CON LOS DEMAS ELEMENTOS.

Arsénico y selenio. Fundiendo al arsenio junto con el selenio en la proporción que corresponde al selenido (As_2Se_4) se obtiene una masa negra, brillante, que calentado en la disolución de hidróxido de potasio ó sodio da soluto pardo oscuro, quedándose indisueltas hojitas de color y lustro de bronce que son tal vez la combinación: As_4Se_4 . (cfr. pág. 286).

De la disolución del anhídrido arsenioso en ácido clorhídrico precipita el ácido sulfhídrico un cuerpo pardo oscuro, que es el *triselenido*, As_2Se_3 . Se funde á 36° en un líquido negro que al enfriarse da una masa amorfa igualmente negra. Se disuelve en ácido nítrico y en los hidróxidos alcalinos.

Arsénico y telurio, se combinan en dos proporciones produciendo As_2Te_2 (ditelurido) y As_2Te_3 (tritelurido). Ambos compuestos se obtienen fundiendo la mezcla de ámbos elementos en proporciones convenientes. El compuesto anterior es confusamente cristalino, el posterior forma agujas perfectamente cristalizadas.

Arsénico y fósforo, se mezclan fácilmente fundiéndoles juntos bajo el agua y resultan masas negras, brillantes y quebradizas, pero todavía no se sabe si hay entre ellas combinaciones verdaderamente químicas.

COMPUESTOS DEL ARSÉNICO CON EL OXÍGENO Y LOS HALOGENOS.

Oxiclorido de arsénico, (*clorido de arsenilo*), $AsOCl$, se obtiene haciendo reaccionar el clorido de arsénico ó el ácido clorhídrico sobre el anhídrido arsenioso. Fórmase una masa parda, transparente, humeante al aire. Bajo la influencia del calor el oxiclorido se transforma con desprendimiento de clorido de arsénico en una masa vítrea cuya composición se expresa por la fórmula ($AsOCl + As_2O_3$). Este mismo cuerpo se forma también por la acción de poca agua sobre el clorido de arsénico al mismo tiempo que el hidrato del oxiclorido) $AsOCl + H_2O$) (cfr. pág. 278).

El oxiclorido de arsénico se combina con los cloridos metálicos formando compuestos dobles. Con el clorido de amonio da la combinación ($AsOCl + 2NH_4Cl$).

Oxibromido de arsénico, (*oxibromido de arsenilo*), $AsOBr$. Cuando se disuelve el anhídrido arsenioso en el bromido de arsénico fundido se forma un líquido viscoso que se separa en dos capas: la que sobrenada es viscosa y parda y tiene la composición: $AsOBr$, la inferior aun mas espesa es un compuesto del oxibromido con el anhídrido arsenioso ($6AsBrO + As_2O_3$). Disolviendo el bromido de arsénico en el ácido bromhídrico y evaporando la disolución fórmanse cristales anacarados, que son un hidrato del oxibromido ($2AsOBr + 3H_2O$). Cuando la disolución se hace hirviendo con el ácido bromhídrico diluido, se segregan por

el enfriamiento cristales de la composición ($2\text{AsOBr} + 3\text{As}_2\text{O}_3 + 12\text{H}_2\text{O}$).

Oxiodido de arsénico. Si se disuelve el iodido de arsénico en la cantidad de agua hirviendo necesaria para su disolución completa, y se deja luego enfriarse todo lentamente, cristaliza el compuesto ($2\text{AsOI} + 3\text{As}_2\text{O}_3 + 12\text{H}_2\text{O}$) en forma de escamas delgadas anacaradas.

COMPUESTOS DEL ARSÉNICO CON EL AZUFRE Y LOS HALÓGENOS.

Conocemos solamente sulfocloridos de arsénico. Haciendo obrar el cloro sobre el rejalgar ó el orpimento se forman dos diferentes sulfocloridos. El que resulta del orpimento tiene por fórmula $2\text{AsCl}_3 \cdot 3\text{SCl}_2$. Es un líquido que se descompone en contacto del agua.

LOS DEMAS COMPUESTOS DEL ARSÉNICO CON LOS ELEMENTOS ANTERIORES.

Así como del ácido fosfórico se derivan ácidos sulfoxifosfóricos reemplazando una parte de los átomos de oxígeno por tales de azufre (pág. 276), así resulta por una derivación análoga del ácido arsénico el ácido *sulfoxiarsénico* (H_3AsSO_3). El mismo aun no se ha aislado, mas se han preparado diferentes de sus sales.

El clorido de arsénico se combina con el amoníaco y produce el compuesto cristizable $2\text{AsCl}_3 \cdot 7\text{NH}_3$ ó según otros: $[(2\text{NHAsCl}) \cdot 4\text{NH}_4\text{Cl} \cdot \text{NH}_3]$. Calentado este con agua se descompone y la disolución da por evaporación espontánea cristales cuya composición se espresa por: $2(\text{NHAsCl}) \cdot \text{As}_2\text{O}_3 \cdot 4\text{H}_2\text{O}$. Este último da, tratado con una disolución concentrada de amoníaco, metarsenito de amonio (NH_4) AsO_2 .

ARTICULO IV.

ANTIMONIO Y SUS COMPUESTOS CON LOS ELEMENTOS DE LOS GRUPOS ANTERIORES.

Antimonio Sb.

Sin. Antimon; antimony; antimoine.

1º PREPARACION. Existe solo un mineral explotable de antimonio que es el sulfido de antimonio (Sb_2S_3). Para extraer el metal, lo que se hace en grande por procedimientos metalúrgicos, se principia separando el sulfido de su ganga por una simple fusión. Este se tuesta entonces en terminos de hacerle perder una parte del azufre y transformarle en oxisulfido de antimo-

nio (1) y luego se mezcla la materia pulverizada con 20 por ciento de carbon impregnado en una disolucion de carbonato de sodio. Se calcina esta mezcla en crisoles: el óxido de antimonio se reduce al estado metálico, y una porcion del sulfido es descompuesta por el carbonato de sodio, dando todavía una cierta cantidad de metal y formándose sulfido doble de antimonio y sodio. En el fondo de cada crisol se forma un boton de antimonio, llamado "*régulo de antimonio*" cubierto por su parte superior de una escoria alcalina que consta de dicho sulfido doble y [puede utilizarse para preparar la combinacion oficial llamada "*Kermes*". A veces se vuelve á fundir el régulo con una porcion de las escorias obtenidas en la operacion anterior y una cierta cantidad del mineral tostado, á fin de sacar del régulo azufre, metales alcalinos, hierro y zinc.

Se obtiene igualmente antimonio metálico descomponiendo el sulfido de antimonio por el hierro; pero este antimonio es de muy mala calidad por encerrar mucho de este metal. Puede sin embargo separarse el hierro sometiendo el antimonio á una torrefaccion parcial, aunque es necesario oxidar una cantidad considerable del antimonio para que el hierro se separe completamente. (2).

El antimonio comercial obtenido por los procedimientos esplicados nunca está puro: contiene por lo regular cortas porciones de hierro, plomo, arsénico, azufre. Para purificarlo en los laboratorios se funde el antimonio una ó mas veces con sulfido de antimonio para sacar el hierro y plomo; pues estos dos metales por su mayor afinidad hácia el azufre transfórmanse en sulfidos desalojando el antimonio del sulfido de antimonio y entran en la escoria. El régulo obtenido en esta primera purificacion se mezcla en seguida íntimamente con $1\frac{1}{2}$ de su peso de nitrato de sodio crudo (salitre peruano) y $\frac{1}{2}$ de carbonato de sodio, se calienta la mezcla hasta al rojo y quita al fin el arseniato y sulfato sódico formado tratando la masa con agua. El antimoniato de sodio que se formó al mismo tiempo no se puede quitar con agua; se lo estraee, mezclando el antimonio con $\frac{1}{2}$ de supeso de tártarato potásico y fundiéndolo por última vez. El régulo que resulta de esta última operacion no tiene ni arsénico, ni azufre, ni plomo ó hierro, ni potasio ó sodio. (3)

2º PROPIEDADES FÍSICAS. El antimonio es un metal blanco de plata, muy fácil de quebrar y pulverizar. Deja ver una es-

(1) Este es una mezcla de óxido y sulfido de antimonio, que se llama tambien "*vidrio de antimonio*."

(2) Para prepararse cantidades cortas del antimonio con el sulfido de este metal, se funden juntos en un crisol de barro 8 partes de sulfido, 8 de carbonato sódico y 1 de carbon ó una mezcla de 100 partes de sulfido, 42 de limadura de hierro, 10 de sulfato de sodio y 2 de carbon de leña.

(3) El contenido constante de arsénico en el antimonio comercial hace indispensable purificarlo de la manera dicha ántes de emplearle para los preparados medicinales.

estructura muy cristalina; cristaliza en romboedros, que se acercan mucho al cubo, así como el arsénico y teluro, á quienes es isomorfo (1). Su densidad es 6,707—6,718; se funda á 425° y se vaporiza caldeado en crisoles abiertos en calor rojo fuerte, oxidándose los vapores y formando óxido de antimonio; pero bajo una cubierta no se volatiliza sensiblemente sino al rojo blanco, pudiéndole destilar á esta temperatura en medio de una corriente de gas hidrógeno. El antimonio conduce bien el calor y la electricidad.

3° PROPIEDADES QUÍMICAS. El antimonio es un cuerpo ya muy poco electronegativo y vemos en este grupo un tránsito perfecto á los metales; pues bajo respecto físico se le debe numerar entre los metales verdaderos. Mas bajo respecto químico sus analogías con el arsénico y fósforo son tan claras, que se le ha de poner con ellos en el mismo grupo, y así vemos que el químico no puede fundar su clasificación sobre el carácter metálico ó no-metálico, el que es además en sí mismo muy relativo y poco marcado.

Con el hidrógeno se combina en las mismas circunstancias que el arsénico, produciendo un antimonido de hidrógeno, que tiene la fórmula SbH_3 . En estado de polvo arde en el cloro formando clorido de antimonio, asimismo se une directamente al bromo y yodo.

Espuesto al aire, no se altera sensiblemente á la temperatura ordinaria; pero se oxida con prontitud cuando se le mantiene fundido en contacto del mismo gas. Calentado hasta una temperatura elevada, arde con una llama blanca y esparce humos blancos abundantes. (2)

El antimonio se combina también fácil y directamente con el azufre, selenio, teluro y fósforo.

El antimonio forma, merced á su carácter electronegativo, aleaciones muy excelentes con un crecido número de metales; la de antimonio y plomo se emplea para los caracteres de imprenta y las de estaño y antimonio sin ó con añadidura de cobre, bismuto &c, sirven para fabricar diversos utensilios, y cosas de lujo. El ácido clorhídrico no ataca el antimonio; mas reducido el metal á polvo fino se disuelve en este ácido con producción de clorido de antimonio y desprendimiento de hidrógeno. El ácido sulfúrico diluido y concentrado no tienen tampoco influjo sobre

(1) Se descubre fácilmente la tendencia del antimonio á la cristalización en el que se obtiene en forma de panes, cuya superficie superior suele presentar estrellas hermosas, parecidas á las hojas del helecho.

(2) Si estando fundido y enrojecido, se le deja caer desde cierta altura, se observa un fenómeno de combustion muy brillante, acompañado de humos blancos espesos. Calentando el antimonio sobre el carbon al soplete se puede conocer fácilmente su pureza. Pues siendo puro no desprende el olor del arsénico, y el grano metálico fundido y rojo se quema en una corriente de aire aun fria, producida por el soplete, completamente, no dando pegadura amarilla.

él estando frío, mas el ácido caliente da sulfato de antimonio y anhídrido sulfuroso. El ácido nítrico, aun cuando esté diluido, le ataca fácilmente, y lo reduce á un precipitado blanco insoluble, el que segun la cantidad, concentracion ó temperatura, es solo óxido de antimonio ó una mezcla de este con el anhídrido antimónico. Con el ácido nítrico es la accion muy vehemente. El agua régia es el mejor disolvente del antimonio y le transforma disolviendo en clorido de antimonio.

Una mezcla íntima de antimonio y nitrato de potasio ó sodio detona en un crisol enrojecido formándose antimoniato de potasio ó sodio.

4º PROPIEDADES FISIOLÓGICAS. El antimonio metálico no tiene ni olor ni sabor, tambien sus vapores son inodoros. No influye tampoco en el organismo humano ó animal. De los compuestos antimoniales unos son inócuos, otros venenosos. A estos pertenecen los cloridos y el óxido de antimonio y todos los compuestos que se derivan de estos ó los contienen (el kermes, vidrio de antimonio, polvo de Algaroth, emético &a.) No venenosos son los sulfidos de antimonio, supuesto que están enteramente privados de óxido; tambien en forma de medicamentos no influyen en el organismo, y si obran sobre él se lo debo al que encierran algo de óxido ó de arsénico, lo que es muy ordinario. Como los preparados de antimonio venenosos siempre causan vómitos, rara vez estorban la salud profundamente ó tienen un éxito letal. Si sucede el último, proviene generalmente de la disposicion individual del envenenado, ó del que contienen estos preparados compuestos arsenicales.

En el envenenamiento agudo se observan los fenómenos siguientes: propension al vómito, vómitos que degeneran en hiperemesis, vértigo, espasmos (principalmente de las pantorrillas), dificultad de hablar, desmayo, respiracion impedida, parálisis y en fin la muerte. El envenenamiento crónico ó el antimonismo se engendra por un uso diurno de medicamentos antimoniales ó por la inhalacion frecuente de vapores de antimonio. En el primer caso se manifiestan: dolor del cuello, salivacion, formacion de pústulas en la cavidad palatina, catarro del estómago y de los intestinos, dolores cólicos, á veces tambien estomatitis y angina &a: en el segundo caso caracterízase el envenenamiento mas por dolor de cabeza, afecciones inflamatorias de la tráquea, asma, á veces tambien por diarrea, estranguria &a.

—Contravenenos son el ácido tánico, café, opio, esquihiórido de hierro.

5º APLICACION. Como ya lo tenemos indicado, se usa la aleccion del antimonio con el plomo para la composicion de los caracteres de imprenta, otras se emplean para la fabricacion de varios utensilios y cosas de lujo. Muchos de los compuestos del antimonio se usan en la medicina y arte veterinaria, principalmente el Kermes (una mezcla de sulfido y óxido de antimonio en proporciones variables), el emético (tartarato de potasio y antimonio), el triclórido de antimonio.—Recientemente trataron de introducir algunos compuestos antimoniales (el óxido y oxisulfido

de antimonio) en la pintura.

6° ESTADO EN LA NATURALEZA. Los minerales de antimonio no se encuentran sino en vetas en medio de los terrenos antiguos: se hallan diseminados y rara vez en masas considerables y abundantes. Entre ellos son los mas importantes el *antimonio gris* (As_2S_3), el *flor de antimonio* ó la *valentinita* (óxido de antimonio rómbico) y la *senarmontita* (óxido de antimonio octaédrico), *servantita* (Sb_2O_4), *antimonio rojo* (oxisulfido de antimonio). Hállanse además el *antimonio nativo* (generalmente mezclado con plata, hierro, arsénico), *plata antimonial* (Ag_3Sb), *níquel antimonial* ($NiSb$), *arsenido de antimonio* ($SbAs_3$), *zincunita* ($PbS.Sb_2S_3$), *jamesonita* ($3PbS.2Sb_2S_3$), *bournonita* ($4PbS.Sb_2S_3+2Cu_2S.Sb_2S_3$), *plagionita* ($5PbS.4Sb_2S_3$), *quimbriquenita* ($6PbS.Sb_2S_3$), *geokronita* ($5PbS.Sb_2S_3$), *meneguinita* ($4PbS.Sb_2S_3$), *boulangerita* ($3PbS.Sb_2S_3$), *plumosita* ($2PbS.Sb_2S_3$), *wolfsbergita* ($Cu_2S.Sb_2S_3$), *stefanita* ($5Ag_2S.Sb_2S_3$), *miargirita* ($Ag_2S.Sb_2S_3$), *rosicler oscuro*, ($3Ag_2S.Sb_2S_3$), *freieslebenita* ($2Ag_2S.Sb_2S_3+3PbS.Sb_2S_3$), *polibasita* ($CuS.Ag_2S.Sb_2S_3$), *ulmanita* ($NiSb_2+NiS_2$) *bertierita* ($3FeS.2Sb_2S_3$), *cobre gris antimonial* [$(Cu_2S, FeS, ZnS, HgS)Sb_2S_3$] &a. En algunos de estos minerales el antimonio está reemplazado en parte por el arsénico. El antimonio se encuentra tambien junto al arsénico en los depósitos de algunas aguas minerales; se le descubrió además en el carbon de piedra &a.

COMPUESTOS DEL ANTIMONIO CON EL HIDRÓGENO.

Con certeza conocemos solo una combinacion del antimonio con el hidrógeno, el antimonido gaseoso cuya fórmula es análoga á las del fosfido y arsenido gaseoso de hidrógeno. Segun algunos químicos, parece que existen tambien un antimonido sólido y un gaseoso espontáneamente inflamable.

Antimonido de hidrógeno SbH_3 .

1° PREPARACION. Se forma este compuesto en las mismas circunstancias que el arsenido de hidrógeno; pues resulta siempre cuando un compuesto antimonial soluble en ácidos, está en contacto con el hidrógeno naciente. En tal caso una parte del antimonio se precipita en estado metálico, otra se une al hidrógeno.

Muy puro se le obtiene el antimonido de hidrógeno por la acción del ácido sulfúrico diluido en una aleacion de 2 partes de zinc y 1 de antimonio, ó descomponiendo el antimonido de potasio por el ácido clorhídrico.

2° PROPIEDADES. El antimonido de hidrógeno es un gas incoloro y sin olor, cuando está libre de arsenido de hidrógeno. Es descomponible por el calor en antimonio é hidrógeno libre. Inflamado arde con una llama azulina brillante, despidiendo humos blancos de óxido de antimonio. Recibiendo la llama sobre un platillo frio de porcelana, da manchas resplandecientes de antimonio metálico. Si se hace pasar este gas por un tubo de vidrio que se calienta con una lámpara de alcohol (fig. 74), se for-

ma sobre las paredes del tubo y delante de la parte calentada, un anillo brillante.

De lo que acabamos de indicar se ve que el antimonido de hidrógeno se comporta exactamente como el arsenido de hidrógeno; da sin embargo varias reacciones que son diferentes de las del arsenido y permiten por lo tanto distinguir ambos gases.

El anillo y las manchas de antimonio que se producen en el aparato de Marek se distinguen de las del arsénico por su menor volatilidad. En las disoluciones de plata produce el antimonido un precipitado que es antimonido de plata, al paso que por el arsenido se precipita plata metálica. Las manchas de arsénico son solubles en el hipoclorito de sodio, mas no las de antimonio; asimismo obra sobre ellas una disolución de carbonato de amonio. Caldeando la mancha arsenical con sulfido de amonio se obtiene una mancha amarilla clara, pero las manchas de antimonio se ponen en las mismas circunstancias anaranjadas.

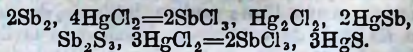
COMPUESTOS DEL ANTIMONIO CON LOS HALÓGENOS.

Fluorido de antimonio SbF_3 .

Se le prepara disolviendo el óxido de antimonio en el ácido fluorhídrico y evaporando luego la disolución lentamente entre 70 y 90°. Así se le obtiene en forma de cristales octaédricos del sistema rómbico; mas si la evaporación se hace mas rápidamente cristaliza en prismas rómbicos y en forma de escamas, cuando se la hace en presencia de un exceso del ácido fluorhídrico.—El fluorido de antimonio es una sustancia muy delicuescente y se disuelve fácilmente en el agua; evaporando la disolución se descompone con desprendimiento de ácido fluorhídrico y precipitación de óxido de antimonio.—El fluorido de antimonio se une con mucha facilidad á otros fluoridos formando fluoridos dobles.

Cloridos de antimonio.

Triclorido de antimonio, $SbCl_3$. Se le prepara haciendo pasar una corriente lenta de cloro por un tubo que contenga un exceso de antimonio ó sulfido de antimonio. Obtiénese tambien destilando en una retorta de vidrio una mezcla íntima de 1 parte de sulfato de antimonio y 2 de clorido de sodio, ó una de 2 partes de clorido de mercurio con 1 de antimonio ó con sulfido de antimonio, verificándose en el último caso las reacciones siguientes:



Pero el procedimiento mas económico consiste en disolver el sulfido de antimonio natural en el ácido clorhídrico, y en eva-

porar el líquido con un exceso de ácido (1).

El triclorigido de antimonio forma una materia blanca cristalina, fácilmente fusible, que por su consistencia mantecosa á la temperatura ordinaria, recibió el nombre de "*manteca de antimonio*." Se funde á 73, 2° en un líquido oleaginoso y hierve á 223°. Es deliquescente al aire húmedo y se disuelve sin alteracion en corta cantidad de agua. Pero con mucha agua se descompone formándose un precipitado blanco que los antiguos químicos conocian con el nombre de "*polvo de Algoroti*", y no es otra cosa que un oxiclorigido de antimonio, $SbOCl$. Agregando al agua una corta cantidad de ácido clorhídrico ó tambien añadiendo ácido tartárico se puede disolver el clorigido de antimonio sin descomposicion. El alcohol le disuelve igualmente sin alteracion.

El triclorigido de antimonio se combina con el ácido clorhídrico y con los clorigidos da fácilmente clorigidos dobles. Absorbe ávidamente el amoniaco y se une á él en varias proporciones. El cloro le transforma en pentaclorigido y el ácido nítrico en ácido antimónico.

En la cirujía se emplea el triclorigido de antimonio para cauterizar las llagas. Los armeros se sirven de él para pavonar los cañones de fusil; cubriéndoles así de una película muy delgada de antimonio metálico y sesquióxido de hierro que los preserva de la herrumbre. Se usa ademas en la pintura.

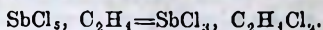
Pentaclorigido de antimonio, $SbCl_5$. Este compuesto se forma siempre con incandescencia, cuando se proyecta antimonio pulverizado en un frasco lleno de cloro seco. Se le prepara calentando el polvo de antimonio en medio de una corriente de cloro seco: se emplea el mismo aparato, que sirve para la preparacion del clorigido de arsénico ó del de azufre (fig. 42, pág. 158). Como el líquido retogado en el recipiente contiene siempre triclorigido en disolucion, es menester saturarlo completamente de cloro y destilarlo en una pequeña retorta: las primeras porciones que pasan por destilacion encierran mucho cloro, y en efecto aparecen fuertemente teñidas de amarillo; el líquido que pasa luego es casi incoloro y se recoge á parte.

El pentaclorigido de antimonio es á la temperatura ordinaria un líquido amarillento que estiende densos vapores. Se solidifica á 0° en una masa cristalina. En la destilacion se descompone parcialmente en triclorigido y cloro libre.—Con poca agua da un compuesto cristalino que es un oxiclorigido $SbOCl_3$, mientras que con mucha agua produce ácido piroantimónico ($H_4Sb_2O_7$) y ácido clorhídrico. Disolviendo el pentaclorigido con ciertas precauciones en una cantidad corta de agua y evaporando la disolucion sobre el ácido sulfúrico concentrado, se obtiene un hidrato cristalino del pentaclorigido, $SbCl_5 + 4H_2O$, deliquescente y soluble en el agua.

Se une directamente al amoniaco en varias proporciones. Tambien con otros clorigidos se combina fácilmente formando clorigidos dobles.

(1) En los laboratorios aprovechan con este objeto los residuos de la preparacion del ácido sulfhídrico.

En la química orgánica se utiliza á veces su propiedad de desdoblarse fácilmente en cloro libre y triclorido para obtener compuestos orgánicos clorurados. Así transformamos, por ejemplo, con suma facilidad el etileno en clorido de etileno.



El pentaclorido tiene un olor muy desagradable y es sumamente cáustico.

Bromido de antimonio.

Conocemos solamente el

Tribromido de antimonio, SbBr_3 . Se le obtiene tratando en una retorta el antimonio por el bromo. Haciéndose la reaccion con violencia y produccion de calor y luz se debe obrar con mucho cuidado.

Sublímase el tribromido en una masa cristalina, incolora, que se funde á 90° y hierve á $275,4^\circ$. Cristaliza en octaédros rómicos. Con poca agua da oxibromido (SbOBr).

Iodido de antimonio.

Triiodido de antimonio, SbI_3 . El antimonio se une ya á temperatura ordinaria con el iodo para formar este compuesto, si las cantidades de ambos elementos son notables se verifica á veces una esplosion. Se le prepara generalmente añadiendo el polvo de antimonio á una disolucion del iodo en el sulfido de carbono y evaporando la disolucion, ó calentando una mezcla de 85 partes de trisulfido de antimonio con 191 partes de iodo.

El triiodido es un cuerpo sólido rojo, que cristaliza en hojitas hexagonales. El agua le transforma en oxiiodido de antimonio (SbOI). Los iodidos metálicos se combinan con él produciendo iodidos dobles,

Pentaiodido de antimonio, SbI_5 . Tal se obtiene segun Van der Espt calentando 1 parte de antimonio pulverizado con 5 de iodo: fórmase un sublimado de laminillas rojas, que al contacto del agua se descomponen en ácido iodhídrico y ácido antimónico.

COMPUESTOS DEL ANTIMONIO CON EL OXÍGENO Y EL HIDRÓGENO.

Existen tres óxidos del antimonio, á saber:

- Sb_2O_3 , óxido de antimonio, (anhidrido antimónico),
- Sb_2O_4 , peróxido de antimonio, (antimoniato de antimonio),
- Sb_2O_5 , anhidrido antimónico.

El primer óxido participa mas del carácter de los óxidos básicos, y el compuesto, que produce con el agua conviene mas con los hidróxidos básicos que con los ácidos, puede sinembar-

go originar sales, antimonitos. Por esta razón se le da generalmente el nombre de óxido y no el de anhídrido. El *segundo óxido* es análogo al peróxido de nitrógeno (N_2O_4); por lo común se le considera como un compuesto salino, en que una parte del antimonio funciona como componente básico y otra como ácido, derivándole del ácido metantimónico:

$SbO_2 \cdot (OH)$ ácido metantimónico,

$SbO_2 \cdot O \cdot (SbO)$ antimoniato de antimonio. (1).

El *tercer óxido* es un verdadero anhídrido porque corresponde á él un ácido pronunciado, el ácido antimónico, y antimoniatos. Hay diferentes químicos, que con Berzelius hablan de un *cuarto óxido* de antimonio, el que llaman *subóxido* atribuyéndole la fórmula Sb_3O_2 , pero no es cierta la existencia de tal compuesto.

A los óxidos de antimonio corresponden los compuestos:

$HSbO_2$, $SbO \cdot OH$, hidróxido de antimonio ó ácido antimonioso,
 H_2SbO_4 , $SbO \cdot (OH)_3$, ácido antimónico ú ortoantimónico.

Del último se derivan por sustracción de los elementos del agua (cfr. pág. 259):

$H_4Sb_2O_7$ ácido piroantimónico,
 $HSbO_3$ ácido metantimónico.

Oxido é hidróxido de antimonio Sb_2O_3 y $HSbO_2$.

Sin. Anhídrido y ácido antimonioso; Antimonoxid y antimonhydroxid; oxide è hydroxide of antimony; oxide d'antimoine é hydrate antimonieux.

1º PREPARACION. El óxido de antimonio se prepara vertiendo pequeñas porciones de una disolución de triclorido de antimonio en otra disolución hirviendo de carbonato de sodio: el óxido se precipita en polvo blanco cristalino. Cuando se hace la misma operación *en frío* resulta en vez del óxido (Sb_2O_3) el hidróxido (SbO_2H).

Si se calienta el antimonio en un crisol imperfectamente tapado, se depositan sobre las paredes de este y cerca del metal fundido, pequeños cristales prismáticos muy brillantes, á que se da el nombre de "*flores argentinas de antimonio*", y no son otra cosa que el óxido de este metal. Pero no es fácil obtener así el óxido privado enteramente de cierta cantidad de peróxido de antimonio.

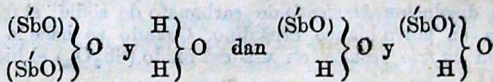
En fin, se obtiene óxido de antimonio digiriendo en calor, la parte de polvo muy fino de antimonio con 4 de ácido nítrico (peso esp. 1,2) y 8 de agua, y lavando luego el precipitado con agua caliente.

(1) Más bien le convendría el nombre de antimoniato de "antimonio".

2º PROPIEDADES FÍSICAS. Así como el anhídrido arsenioso, existe también el óxido de antimonio en dos modificaciones alotrópicas. La una cristaliza en prismas rómbicos y se llama, cuando se halla como mineral en la naturaleza, "valentinita", la otra forma octaédros regulares. Distinguiéndose también las dos modificaciones del anhídrido arsenioso por estas dos mismas formas de cristalización, es el óxido de antimonio "isodimorfo" al anhídrido arsenioso. Empero, mientras que la modificación más estable para el óxido de antimonio es la rómbica, es la más estable para el anhídrido arsenioso la octaédrica. Las flores argentinas de antimonio constan en su mayor parte de la modificación rómbica. Vertiendo poco á poco en una disolución hirviendo de carbonato sódico mantenida en exceso otra del triclorido de antimonio en el ácido clorhídrico, se deposita un polvo blanco que consta de cristales rómbicos. Mas se obtiene la modificación octaédrica cuando se echa en la disolución ácida del triclorido de antimonio agua hirviendo, hasta el punto en que cesa de disolverse el precipitado formado, y se deja luego enfriar la disolución. Originanse ambas formas alotrópicas al mismo tiempo calentado antimonio en un tubo de porcelana, por el cual pasa una corriente muy lenta de aire: ocupa el óxido octaédrico las partes más frías del tubo y hállase el prismático en las partes muy cercanas al metal. Si la corriente de aire en esta misma experiencia es rápida, fórmanse únicamente cristales prismáticos.

La densidad de los cristales prismáticos es 5,6, la de los octaédricos 5,2. Ambas modificaciones son blancas agrisadas: en calor toman color amarillo pasajero, se funden al rojo y á mayor temperatura se subliman.

3º PROPIEDADES QUÍMICAS. El óxido de antimonio se considera como compuesto de dos radicales, antimonilos monatómicos, y unidos por un átomo de oxígeno. El hidróxido se deriva en esta suposición de él por sustitución de un átomo de hidrógeno en lugar de un antimonilo:



La acción del calor por sí sola no descompone el óxido de antimonio, pero con auxilio del hidrógeno, carbono u otras sustancias desoxidantes le reduce fácilmente. El óxido absorbe rápidamente el oxígeno cuando se le calienta en contacto del aire, transformándose en peróxido de antimonio. Tratado con cloro se transforma en triclorido ó pentaclorido y peróxido de antimonio.

El ácido nítrico casi no ataca el óxido de antimonio. El ácido clorhídrico le disuelve produciendo triclorido: cuando esta disolución no tiene mucho ácido libre, el agua precipita en ella un polvo blanco, que es oxiclorigido de antimonio (SbOCl). El ácido sulfúrico humeante le disuelve igualmente; depositanse de la disolución cristales blancos pequeños cuya composición corresponde

§ $Sb_2O_3 \cdot 2SO_3$, ó $(SbO)_2S_2O_7$. El mejor disolvente para el óxido de antimonio es el ácido tartárico ó el tartarato ácido de potasio, con este último engendra el emético ($2[(SbO)K.C_4H_4O_6] + H_2O$). Fundiendo el óxido de antimonio con hidróxido de potasio ó sodio al contacto del aire se produce antimoniato potásico ó sódico.

Segun Terueil se disolveria el óxido prismático mas fácilmente que el óxido octaédrico en los ácidos y los álcalis.

El hidróxido de antimonio se disuelve fácilmente en los álcalis, formando antimonitos muy poco estables: ya se descomponen por la ebullicion ó evaporacion de la disolucion.

Por ser este hidróxido ántes básico que ácido, da mas bien con los ácidos sales, que con las bases antimonitos. Estas sales del antimonio, excepto los tartaratos, tienen poca estabilidad y se dividen en dos clases. En unas reemplaza 1 átomo de antimonio 3 átomos de hidrógeno del ácido respectivo, en otras está reemplazado 1 átomo de hidrógeno por un grupo de antimonilo.

emético $(SbO)K.C_4H_4O_6$, emético caldeado $SbK.C_4H_4O_6$.

oxalato $(SbO)K.C_2O_4$,

sulfato $(SbO)_2SO_4$.

El hidróxido de antimonio análogo al ácido arsenioso ó fosforoso no existe.

Peróxido de antimonio Sb_2O_4 .

Se le obtiene calentando el óxido de antimonio al contacto del aire, ó calcinando el anhídrido antimónico.

Es un polvo blanco amarillento que se pone amarillo en calor. No se funde ni se volatiliza.

Bajo respecto químico le conviene la fórmula teórica: SbO_2 . $O.SbO$. Fundido con hidróxido de potasio da una sal doble:



Descomponiendo esta sal con ácido sulfúrico se obtiene un hidratado del peróxido de antimonio ($Sb_2O_4 + H_2O$). Tratando el peróxido de antimonio con ácido clorhídrico se producen triclorido de antimonio y anhídrido antimónico. El ácido nítrico no le ataca casi nada. El ácido tartárico ó el tartarato ácido de potasio disuelven el óxido de antimonio y dejan el ácido metantimónico.

Anhídrido y ácido antimónico Sb_2O_3 y H_3SbO_4 .

Sin. Antimonsaeureanhydrid y Antimonsaeure; antimonic anhydride y acid; anhydride y acide antimonique.

El anhídrido se obtiene atacando el antimonio por el ácido nítrico, ó aun mejor por agua régia, en que se produce mantener

un exceso de ácido nítrico. Se forma un polvo blanco amarillento, casi insoluble, que es ácido metantimónico; pero pierde los elementos de agua por un calor poco elevado y se convierte en anhídrido antimónico.

El anhídrido antimónico es un polvo blanco amarillento. Se disuelve fácilmente en el ácido clorhídrico (1). En calor rojo se transforma en peróxido de antimonio con pérdida de oxígeno. Calentado con carbonatos alcalinos espulsa el anhídrido carbónico, calentado con antimonio ó sulfido de antimonio se cambia en óxido de antimonio.

De los ácidos antimónicos conocemos solo dos, á saber el ácido *piroantimónico* y el *metantimónico*, y es por cierto cosa sorprendente que hasta ahora no se ha podido obtener con certeza el ácido antimónico normal ó ortoantimónico (H_2SbO_4) (2).

Como lo hemos visto antes fórmase el ácido metantimónico al calentar el polvo fino de antimonio con el ácido nítrico ó agua régia que tiene un exceso de ácido nítrico.

El ácido piroantimónico se engendra en forma de un precipitado blanco, pulverulento, cuando se vierte el pentaclorido de antimonio en un exceso de agua. Este ácido se transforma con grande facilidad en el ácido metantimónico. Este último es soluble en hidróxido de potasio y algo también en el ácido clorhídrico concentrado. Se disuelve también en una considerable cantidad del agua y lentamente en el amoníaco.

Ambos ácidos producen metantimoniatos y piroantimoniatos análogos á los fosfatos y arseniats respectivos.

COMPUESTOS BINARIOS DEL ANTIMONIO CON LOS DEMAS ELEMENTOS DE LOS GRUPOS ANTERIORES.

Sulfidos de antimonio.

Se conocen dos sulfidos de antimonio correspondientes á los óxidos:

(1) Añadiendo al ácido clorhídrico iodido de potasio no se aisla ioduro libre, lo que sucede tratando el óxido de antimonio de la misma manera. La misma diferencia se observa también en cuanto al hidróxido de antimonio y al ácido antimónico, esta reacción permite por lo tanto distinguirlos. Para distinguir el anhídrido y ácido antimónico del óxido y peróxido de antimonio, sirve otra reacción con una disolución amoniacal de nitrato de plata. Cuando una gota de la suspensión acuosa de óxido ó peróxido de antimonio se seca sobre un platillo de porcelana y luego la masa seca se moja con dicha solución, fórmase una mancha negra debida al aislamiento del óxido de plata. El anhídrido ó ácido antimónico no se ennegrece en estas mismas circunstancias.

(2) Fremy, que ha estudiado principalmente estos ácidos y las sales correspondientes, llama el ácido metantimónico "*antimónico*" y el piroantimónico "*metantimónico*". Empero en cuanto á los ácidos de los elementos de este grupo que ofrecen por sí mismos tanta complicación, preciso es remover toda confusión por una nomenclatura análoga y consecuente.

turas elevadas, formando sulfido de carbono que se desprende y el antimonio queda en estado metálico; aunque no es fácil obtenerlo por este medio privado enteramente de azufre. El hierro, el zinc y el cobre descomponen el sulfido de carbono al calor rojo; pero el antimonio metálico obtenido retiene siempre cierta cantidad de estos metales.

El ácido clorhídrico concentrado lo disuelve fácilmente con desprendimiento de ácido sulfhídrico. El ácido sulfúrico concentrado é hirviendo ataca también al sulfido de antimonio con producción de anhídrido sulfuroso. El ácido nítrico transforma el antimonio del sulfido con reacción viva en óxido de antimonio insoluble, al mismo tiempo que reduce una parte del azufre al estado de ácido sulfúrico y aisla otra en estado de elemento. El agua régia da con aislamiento de azufre clorido de antimonio y ácido sulfúrico. Con el nitrato de potasio detona el sulfido así como el metal, formándose antimoniato y sulfato de potasio.

El sulfido de antimonio se puede mezclar sin alteración con el óxido fundiendo ambos juntos, mas fundido con anhídrido antimónico da anhídrido sulfuroso y óxido de antimonio que uniéndose con una parte del sulfido da el "*vidrio de antimonio*". Las disoluciones de los sulfidos alcalinos le disuelven fácilmente con producción de sulfantimonitos alcalinos. Los hidróxidos y carbonatos alcalinos engendran, tratados con el sulfido de antimonio, sea por vía húmeda ó sea por vía seca, sulfantimonitos y óxido de antimonio. (1)

El hidrato del sulfido de antimonio da las mismas reacciones, que el sulfido.

PENTASULFIDO DE ANTIMONIO, Sb_2S_5 . Se le prepara pasando una corriente de ácido sulfhídrico en una disolución de pentaclorido de antimonio ó en una suspensión del ácido pentantimónico en el agua. El método mas cómodo es, descomponer la sal cristalizada de sulfantimoniato de sodio (sal de Schlippe, $Na_2SbS_5 + 9ag$) por un ácido. (2)

El pentasulfido es un polvo ligero, oscuro anaranjado, hasta pardo-rojizo. En calor abandona azufre y se cambia en sulfido.

(1) El "*Kermes*", un preparado farmacéutico antes muy celebrado, es un compuesto de composición sumamente varia según los diferentes métodos de preparación. Ora es hidrato de trisulfido de antimonio, ora sulfido de antimonio, ora lo que es mas común, una mezcla del sulfido y óxido de antimonio, ya libres ó ya combinados, el primero con sulfido sódico (sulfantimonito de sodio) el segundo con sodio en forma de antimonito sódico.

El "*vidrio de antimonio*", el "*bermellon y azafran de antimonio*" son otras tantas mezclas de óxido y de sulfido de antimonio en variables proporciones.

(2) Este es también el método según que se prepara hoy día en las boticas el "*azufre dorado de antimonio*". Así es que este preparado tiene una composición mas constante, mientras que el compuesto obtenido según los métodos anteriores era una mezcla variable de pentasulfido con azufre, ó también con sulfido.

El ácido clorhídrico hirviendo le disuelve produciendo pentaclorido de antimonio, ácido sulfhídrico y azufre que se deposita. Los hidróxidos y sulfidos alcalinos le disuelven con facilidad y engendran sulfoantimoniatos.

Mientras que los sulfantimoniatos no parecen hallarse en la naturaleza, algunos de los compuestos azufrados naturales del antimonio (cfr. pág. 293) se pueden considerar como diferentes sulfoantimonitos, por ejemplo:

sulfoantimonitos normales	{	rosicler oscuro, Ag_3SbS_3 ,
		boulangierita, $\text{Pb}_3(\text{SbS}_3)_2$,
		bournonita, $\text{Pb}_2\text{Cu}(\text{SbS}_3)_2$,
metasulfoantimonitos. . . .	{	miargirita, Ag_3SbS_3 ,
		zinkenita, $\text{Pb}(\text{SbS}_2)_2$,
		wolfsbergita, $\text{Cu}(\text{SbS}_2)_2$,
		bertierita, $\text{Fe}(\text{SbS}_2)_2$,
pirosulfoantimonitos. .	{	plumosita, $\text{Pb}_2\text{Sb}_2\text{S}_6$,
		cobre grisantimonial, $(\text{CuFe})_2\text{Sb}_2\text{S}_6$.

Compuestos de los demás elementos.

Selenido de antimonio, Sb_2Se_3 , se forma cuando se funden juntas partes iguales de selenio. Es una materia gris de plomo, con aspecto metálico y una estructura cristalina semejante á la del sulfido de antimonio. Resulta en forma de polvo negro aterciopelado, si se hace pasar una corriente de ácido sulfhídrico por una disolución del emético. Este polvo se pone á 146° súbitamente gris, se funde al rojo y se solidifica en una masa cristalina gris. Calentado en el gas hidrógeno suelta una parte del selenio.

Pentaseleuido de antimonio, Sb_2Se_5 , se origina descomponiendo con cuidado y falta de aire una disolución de selenoantimoniato de sodio en agua hervida por el ácido clorhídrico caliente. Es un polvo pardo, que calentado se transforma en selenido y selenio libre.

Ambos selenidos engendran con selenidos metálicos compuestos selenosalinos.

Teluridos de antimonio. Existen dos tales compuestos análogos á los selenidos y sulfidos. Se les obtiene fundiendo juntos el antimonio y telurio en las proporciones convenientes.

Fósforo de antimonio, de una composición aun no establecida, se obtiene fundiendo juntos antimonio y fósforo amorfo ó una mezcla de antimonio, ácido fosfórico y carbon. Es un sólido blanco muy quebradizo.

Arsenido de antimonio. En la naturaleza existen minerales que constan de antimonio y arsénico. Mas no siendo su composición constante, no se sabe si sean mezclas ó combinaciones químicas. Una variedad de estos minerales tiene la composición que corresponde á la fórmula SbAs_3 .

COMPUESTOS DEL ANTIMONIO, CON EL OXÍGENO Y LOS HALÓGENOS.

Oxicloridos del antimonio. Mezclando el triclorido de antimonio con el agua formase, como lo hemos visto (pág. 295), un precipitado blanco pulverulento que lleva el nombre vulgar de "polvo de Algaroth" (ó tambien de "mercurio de la vida") y es un oxiclorido de antimonio. Segun Peligot tiene el precipitado obtenido con agua fria la composicion que se espresa por $SbOCl$. Empero esta composicion no es constante, y se puede por lavados repetidos con agua separar todo el oxiclorido en triclorido y óxido de antimonio: estrayendo aquel el triclorido mientras que deja indisuelto el óxido.

Si se abandona el precipitado por algun tiempo en contacto del agua y se le calienta, ó si se hace la precipitacion con agua caliente y con una disolucion muy ácida del triclorido de antimonio: se pone el precipitado, desde luego amorfo, cristalizado y tiene entónces por fórmula $2(SbOCl) + 2Sb_2O_3$.

El triclorido hirviendo disuelve $\frac{1}{3}$ de óxido de antimonio, al enfriarse la disolucion se solidifica en una masa gris cristalina, que en cuanto á su composicion corresponde á la fórmula: $SbOCl + 7SbCl_3$. Por alcohol absoluto se descompone este cuerpo en triclorido que se disuelve y polvo de Algaroth amorfo.

Bajo la influencia de una corta cantidad de agua da el pentaclorido de antimonio un producto cristalino que es probablemente $SbOCl_3$.

Oxibromido de antimonio. Cuando se descompone el tribromido de antimonio con poca agua resulta oxibromido de antimonio, $SbOBr$, enteramente análogo al polvo de Algaroth.

Oxiiodido de antimonio. El triiodido de antimonio da con agua el oxiiodido, $SbOI$. Mas añadiendo la tintura (1) de iodo á una disolucion alcohólica del emético, se obtiene otro oxiiodido en forma de laminillas amarillas, cristalizadas, cuya composicion es $2SbOI + Sb_2O_3$.

COMPUESTOS DEL ANTIMONIO CON EL AZUFRE Y LOS HALÓGENOS.

Sulfocloridos de antimonio. El pentaclorido de antimonio absorbe el gas ácido sulfhídrico y se produce con elevacion de la temperatura y con desprendimiento de ácido clorhídrico una masa blanca cristalina, que es $SbSCl_3$. Se funde fácilmente y se descompone por calor en triclorido de antimonio y azufre.

El triclorido de antimonio hirviendo disuelve el sulfido de antimonio sin desprender nada de ácido sulfhídrico. Por enfriamiento de la disolucion se obtiene una masa cristalina amarilla, compuesta de prismas romboidales, á que se atribuye la fórmula: $SbSCl_3 + 7SbCl_3$. El alcohol absoluto le transforma en una sus-

(1) Llámanse tinturas las disoluciones alcohólicas y etéricas.

tancia amorfa, anaranjada, que consta de $2\text{SbSCl} + 3\text{Sb}_2\text{S}_3$.

Sulfoiodidos de antimonio. El sulfoiodido, SbSI , se obtiene disolviendo el sulfido de antimonio en el triiodido del mismo. Es un cuerpo rojo parduzco, brillante de lustre metálico.

En la preparacion del iodido de antimonio por medio del iodo y del sulfido de antimonio se depositan agujas ménos oscuras que el triiodido de antimonio, las que son un oxiiodido de la fórmula $3\text{SbS} + \text{SbI}_2$. Este compuesto es volátil y se descompone en contacto del agua.

COMPUESTOS DEL ANTIMONIO CON EL OXÍGENO Y EL AZUFRE.

Ya hemos visto (pág. 302 nota) que existen diferentes preparados artificiales, que son mezclas variables de sulfido y óxido de antimonio.

En la naturaleza se encuentra un oxisulfido, segun parece, verdadero, el que se llama "*antimonio rojo*" y está compuesto segun la fórmula, Sb_2OS_2 . Tiene color rojo de cereza, á veces un poco tomado de los colores del hierro pavonado, es muy lustroso y cristaliza en el sistema monoclino. Se disuelve en ácido clorhídrico con desprendimiento de ácido sulfhídrico.

El mismo compuesto se obtiene tambien artificialmente. Pues segun Wagner tiene el "*cinabrio ó bermellon de antimonio*" constantemente la misma composicion, cuando se le prepara de la manera siguiente. A la disolucion de 4 partes de enético y 3 de ácido tartárico en 16-20 de agua, calentada á unos 65° se añade otra de hiposulfito de sodio saturada en frio, luego se lleva y mantiene la temperatura de la disolucion por algun tiempo á $80-90^\circ$, en fin, se separa el precipitado por decantacion y filtracion y se le lava con agua.

Da este compuesto artificial con aceite ó con barnices un color excelente y durable, el rojo mas purc, y halla aplicacion en la pintura.

COMPUESTOS DEL CLORIDO DE ANTIMONIO CON EL AMONÍACO.

Aun no conocemos ningun compuesto del antimonio con el nitrógeno, mas únense los cloridos de antimonio en diferentes proporciones con el amoníaco.

El tricolorido puede producir en contacto del amoníaco las dos combinaciones: $\text{SbCl}_3 + \text{NH}_3$ y $\text{SbCl}_3 + 2\text{NH}_3$. Aquella es negra muy dura, á una temperatura aun muy subida no pierde nada de amoníaco, en presencia del agua se descompone. La segunda combinacion es un cuerpo blanco cristalino. Ambas se combinan fácilmente con el ácido clorhídrico produciendo los cloridos dobles: $\text{SbCl}_3 + \text{NH}_4\text{Cl}$ y $\text{SbCl}_3 + 2\text{NH}_4\text{Cl}$.

Combinándose directamente el amoníaco con el pentaclorido de antimonio, resulta el compuesto $\text{SbCl}_5 + 2\text{NH}_3$, rojo parduzco,

poco estable. Por descomposicion da, segun Dehérain, $SbCl_5 + 3NH_3$, que produce con el ácido clorhídrico el clorido doble, $SbCl_5 + 3NH_4Cl$.—Existe todavía otro pentaclorido amoniacal, blanco y mas volátil que los precedentes; se le atribuye la fórmula $SbCl_5 + 4NH_3$. El ácido clorhídrico le transforma en $SbCl_5 + 4NH_4Cl$, que cristaliza en octaédros bonitos, amarillos de oro.

CLORIDOS DOBLES QUE PRODUCE EL PENTACLORIDO.

Clorido doble de antimonio y azufre, $SbCl_5 + SCl_4$. Se le obtiene haciendo reaccionar el cloro seco sobre el pentasulfido de antimonio. Es una materia pulverulenta que se descompone á 300° en clorido de azufre, triclorido de antimonio y cloro libre.

Clorido doble de antimonio y selenio, $SbCl_5 + SeCl_4$, se origina cuando se conduce cloro seco sobre antimonio y selenio fundidos juntos en las proporciones debidas. Es un polvo amarillo, soluble en agua y delicuescente.

Clorido doble de antimonio y fósforo, $SbCl_5 + PCl_5$. Es una masa esponjosa amarilla delicuescente, poco volátil. Se la obtiene calentando juntos ambos cloridos.

Compuestos del clorido de antimonio con el oxiclorigo de fósforo, $SbCl_5 + POCl_3$. Se le prepara añadiendo un exceso del oxiclorigo de fósforo al pentaclorido de antimonio, y separando la masa cristalina formada del líquido que encierra estendiéndola sobre un ladrillo poroso.

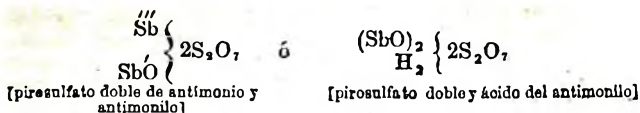
SALES ANTIMONIALES.

Ya hemos indicado que el óxido de antimonio, merced á su carácter básico, engendra sales con los ácidos. Siendo sin embargo las sales, que forma con los ácidos inorgánicos, muy poco estables (1), no las conocemos sino incompletamente. Mayor estabilidad poseen las combinaciones con ciertos ácidos orgánicos. Las sales que se derivan de los ácidos que dejamos esplicados, son las que signen.

Sulfatos de antimonio. Cuando se disuelve el óxido de antimonio en el ácido sulfúrico humeante, fórmanse cristalitos blancos, brillantes, que se componen segun la fórmula: $Sb_2O_3 \cdot 2SO_3$ ó $(SbO)_2S_2O_7$ (*pirosulfato de antimonilo*). Sirve esta sal á veces para la preparacion de óxido puro de antimonio; pues digeriéndola con mucha agua, que tiene poco de carbonato de sódio, se precipita óxido de antimonio.

Tratando el oxiclorigo de antimonio con el ácido sulfúrico concentrado, despréndese ácido clorhídrico y se origina un sulfato cristalizado en agujas, cuya constitucion se espresa por la fórmula $Sb_2O_3 + 4SO_3 + H_2O$. Segun se considera esta agua como agua de cristalizacion ó como un componente de la molécula química, la fórmula teórica seria:

(1) Se descomponen ya al mezclarles con agua.

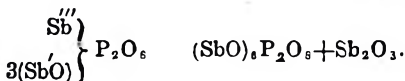


Por adición de poca agua se engendra de ambos sulfatos otro que se espesa por $2\text{Sb}_2\text{O}_3 \cdot \text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O}$. Mas de agua les descompone completamente.

No se conocen los sulfatos normales de antimonio ó antimonilo $\text{Sb}_2(\text{SO}_4)_3$ ó $(\text{SbO})_2\text{SO}_4$.

Nitrato de antimonio. No se han podido conseguir tampoco los nitratos neutrales de antimonio ó de antimonilo, que serian $\text{Sb}(\text{NO}_3)_3$ ó $(\text{SbO})\text{NO}_3$. Pero se obtiene un nitrato básico en forma de cristales anacarados, cuando se disuelve el óxido de antimonio en el ácido nítrico humeante.—Si se trata el antimonio por el ácido nítrico se disuelve una cantidad corta de este metal en estado de nitrato. La composición de esta sal corresponderia segun Peligot á la fórmula $2\text{Sb}_2\text{O}_3 \cdot \text{N}_2\text{O}_5$ ó $\left. \begin{array}{l} 4\text{SbO} \\ 2\text{NO}_2 \end{array} \right\} \text{O}_3$.

Fosfatos de antimonio. El ácido fosfórico puede disolver el óxido de antimonio y formar un fosfato cristalizabile. Este se descompone por el influjo de agua en dos otros fosfatos: $(\text{Sb}_2\text{O}_3)_2\text{P}_2\text{O}_5$ y $(\text{Sb}_2\text{O}_3)_4\text{P}_2\text{O}_5$. El primero se puede considerar como un compuesto derivado de dos moléculas del ácido fosfórico, en que se han sustituido los hidrógenos en parte por el antimonio, en parte por el antimonilo. El segundo es un compuesto básico.



ARTICULO V.

BISMUTO Y SUS COMPUESTOS CON LOS ELEMENTOS DE LOS GRUPOS ANTERIORES.

Bismuto Bi.

Sin. Wismuth, Bismuth.

1.º PREPARACION. El bismuto nativo era, por existir con bastante abundancia en la naturaleza, hasta hace poco el único mineral, que se explotaba. Forma pequeñas vetas metálicas en medio de las rocas cuarzosas en los terrenos antiguos.

El procedimiento de estracción se reduce á calentar el mineral en vasos cerrados: el bismuto se funde, y separándose de

la ganga se condensa en la parte inferior del vaso. Se ejecuta esta fusion en tubos de palastro, ó de hierro colado, dispuestos con cierta inclinacion en el interior de un horno. La estremidad mas baja de los tubos está cerrada por un disco con un agujero, por dónde sale el metal derretido. Se recibe este en cápsulas de barro calentadas por algunas ascuas, con objeto de que se conserve líquido. Se le saca con cazos y se vierte en moldes á propósito.

Habiéndose aumentado el consumo de bismuto en los últimos años, mas de lo que se puede producir beneficiando únicamente el bismuto nativo, se ha comenzado á sacar el bismuto tambien de diferentes minerales de bismuto y de los residuos de los procedimientos metalúrgicos, que contienen bismuto. En vista del precio subido del bismuto metálico de hoy dia se benefician todavía con provecho minerales que no contienen mas de 3 por ciento de bismuto. No entramos en las especialidades de los procedimientos metalúrgicos que se practican para este fin, siendo ellos no solo mas complicados sino tambien diferentes segun la variedad de los materiales y segun los varios lugares.

El metal obtenido por tales procedimientos suele contener, fuera de metales estraños, suládos y arsenidos. Se le purifica fundiendo 16 partes del metal pulverizado con 1 de nitrato de potasio y meneando la mezcla con una pipa de barro, luego se agrega 1 p. de borax y mantiene todo todavía por corto tiempo en fusion. Despues de dejar enfriarse la masa, se la pone en agua caliente y se la limpia bien, en fin se la lava con ácido clorhídrico y agua. Con el mismo objeto se mezcla tambien el metal con $\frac{1}{4}$ de su peso de nitrato de potasio y clorido de sodio calcinado y se proyecta la mezcla cucharita por cucharita en un crisol enrojecido. Cuando todo está fundido se mena con una pipa de barro y se saca de tiempo á tiempo una pequeña porcion; si esta al solidificarse toma color irisado azul, morado y rojo de rosa, todavía está impuro el metal y se continúa la operacion; mas si el color irisado es verde y rojo se deja enfriar, quita la escoria y se vierte el metal en moldes. (1)

Para prepararse cantidades pequeñas de bismuto completamente puro, se obra de la manera siguiente. Disuélvese 1 parte de bismuto comercial ó bruto en ácido nítrico y se precipita de la disolucion por 14 partes de agua nitrato de bismutito ((BiO) NO₂)). Con el fin de estraer de este todo el arsénico y talio, se le cuece con hidróxido de sodio: el óxido* de bismuto precipitado se lava y se vuelve á disolverlo en un poco de ácido nítrico. Se precipita de nuevo por agua nitrato de bismutito, que se reduce con polvo de carbon.

2º PROPIEDADES FÍSICAS. El bismuto es un metal duro y quebradizo, brillante de color blanco de plata, pero con un viso rojizo bastante perceptible cuando se pone un pedazo de bismuto al lado de un metal blanco gris, como el zinc. Su densidad es

(1) Este segundo método de purificación es muy eficaz, principalmente para quitar el arsénico y plomo, pero ménos para sacar el cobre.

9,79 (1). Es poco maleable. Presenta fractura excelente cristalina, con láminas anchas y brillantes, y cristaliza con mucha facilidad por vía de fusión. Se obtienen bellísimos cristales de este metal, fundiendo en una cápsula de barro algunos kilogramos de bismuto del comercio, purificado por fusión con el nitrógeno y dejando que se enfríe muy lentamente. Con este objeto se coloca la cápsula en un baño de arena calentado, y se cubre con una plancha de palastro sobre la cual se ponen algunas ascuas. Pasado algún tiempo se agujerea, con un carbón encendido la costra sólida, y se vierte el metal interior que se ha conservado líquido. Desprendiendo con cuidado esta costra, se obtiene una geoda de hermosos cristales, que tienen con frecuencia muchos centímetros en sentido de su mayor extensión. Su forma es la de romboedros y su reunión constituye especies de tolvas piramidales, análogas á las de sal común. Estos cristales presentan los colores del iris notables por sus lindos matices, y producidos por las películas muy ténues de óxido, que se forman en la superficie del metal cuando está espuesto, caliente todavía, á la acción del aire. El juego de los colores que en este caso se observa es igual al de las láminas muy delgadas, ó al de las ampollas de jabón.

El bismuto se funde á 264° ; se dilata, como el agua, hierro y otras pocas sustancias, al pasar del estado líquido al sólido, por manera que el bismuto sólido es mas ligero que el líquido (2). Al rojo blanco se volatiliza, y se le puede destilar en una corriente del gas hidrógeno. Depretz le ha volatilizado bajo la influencia de una corriente de 600 elementos de Bunsen.

La conductibilidad calorífica del bismuto es igual á 61 poniendo la de la plata igual á 1000, y la eléctrica 1,19 á 14° siendo la de la plata 100 á 0° . La conductibilidad eléctrica y calorífica varía sin embargo según la dirección de los crucesos. El poder termoeléctrico del bismuto se aumenta notablemente por adición de $\frac{1}{4}$ de antimonio.—El espectro de las chispas eléctricas, que pasan entre los dos polos de bismuto, deja ver numerosas rayas brillantes en la parte verde, una raya intensa y otra fina en la parte roja y una fina en la parte anaranjada.

3^o PROPIEDADES QUÍMICAS. El bismuto es todavía mas electropositivo que el antimonio y se le aplica aun con mas razón lo que tenemos dicho de este metal (pág 291.). No conocemos ninguna combinación del bismuto con el hidrógeno.—El bismuto se combina directamente y con mucha energía con el cloro, bromo y yodo desprendiendo calor y luz con el cloro. No se une al oxígeno seco en temperatura ordinaria, es por lo tanto inalterable al aire seco; pero espuesto por algún tiempo al aire húmedo, se cubre con una película muy ténue de óxido. Calentado al rojo en contacto del aire se cubre rápidamente con una película verde y ro-

(1) Según Deville es la densidad del metal cristalino 9,935, la del metal bruscamente enfriado 9.677.

(2) El bismuto deja observar también otra anomalía tocante á la densidad. Pues someténdole á la presión disminuye su densidad en lugar de aumentarse.

ja, si está pura; mas con azul, morada y roja de rosa, si encierra impurezas. En calor mas subido arde con llama azul despidiendo humos amarillos. El ozono le oxida lentamente transformándole en anhídrido bismútico.

Fundiendo juntos el bismuto y azufre ó selenio y telurio se obtienen directamente las combinaciones del bismuto con estos elementos.

El bismuto se alea muy fácilmente á otros metales y les comunica una mayor fusibilidad, por lo tanto se emplea para obtener la impresion ó reproduccion de diferentes objetos, especialmente de los grabados en madera ó en cobre, de las forivas de imprenta &c. Las aleaciones mas fusibles se forman generalmente de bismuto, plomo y estaño. La adición de cadmio aumenta todavía la fusibilidad (1), aunque él solo no se funde ántes de 455°.

El ácido clorhídrico concentrado ataca al bismuto, aunque muy difícilmente; el sulfúrico no lo hace sino cuando está concentrado y caliente, desprendiéndose en este caso anhídrido sulfuroso. El ácido nítrico, así como el agua régia, le ataca con mucha energía y le disuelve completamente. Segun Andrews se disuelve el bismuto en un ácido nítrico de la densidad de 1,4 con vivacidad; mas si se le toca con una lámina de platino, cesa la accion y pónese el bismuto *pasivo*; vuelve el ataque del ácido al mismo momento que se retrae la lámina de platino. El bismuto en el estado de pasividad no se cambia nada, sino en el que se cubre con una película parda de óxido de bismuto.

El nitrato y clorato de potasio atacan el bismuto enérgicamente en temperatura elevada.

4° PROPIEDADES FISIOLÓGICAS. El bismuto metálico puro no tiene ningun influjo sobre el organismo. Tambien los demas preparados puros de este metal, si entran en su composicion solo ingredientes inocentes é indiferentes, nunca son venenosos.

Introducidos en exceso en el estómago, producen lo mas indigestion, y los heces se ponen oscuros por el sulfido de bismuto que contienen; señales de bismuto pasarian, segun Orfila, al bazo, hígado y en la orina. Los efectos fisiológicos observados en la aplicacion medicinal de los preparados de bismuto se han de atribuir mas ó ménos á sus impurezas, principalmente al contenido de compuestos arsenicales. Pues eran los métodos antiguos de preparacion muy imperfectos; dosis de estos preparados enteramente puros 2 y 3 veces mas grandes de lo que eran ántes, quedaban *sin efecto*. Los envenenamientos que se han atribuido al ni-

(1) La aleacion de J. Newton consta de 8 partes de bismuto, 5 de plomo y 3 de estaño, y se funde á 94,5°; la de Rose se compone de 2 de bismuto, 1 de estaño, 1 de plomo, y se funde á 93,75°; una de 8 de bismuto, 3 de estaño, 8 de plomo se funde ya á 79°. Variando la cantidad de bismuto pueden prepararse una serie de aleaciones cuyo punto de fusion sube gradualmente de 100° á 250°. La aleacion de Wood, que consta de 5 á 8 partes de bismuto, 4 de plomo, 2 de estaño y 1 á 2 de cadmio, se funde entre 66 y 72°, la de Lipowitz, de 15 de bismuto, 8 de plomo, 4 de estaño y 3 de cadmio, ya se ablanda á 55° y se funde á 60°.

trato de bismutilo (subnitrate de bismuto) y al carbonato básico del bismuto, provinieron, sin duda, de las impurezas de estas sales (del arseniato de bismuto ó de compuestos plómicos) ó tal vez tambien de un trastruco de ellas con las combinaciones semejantes de mercurio ó de plomo.

5° APLICACION. El bismuto es un ingrediente de diferentes aleaciones muy fusibles, que ya tenemos indicado (pág. 310). Servian estas aleaciones para fabricar las válvulas ó rodajas fusibles á determinadas temperaturas, con las cuales se cerraba hace algun tiempo una abertura practicada en las calderas de alta presión para impedir las esplosiones de las calderas. Pero muy pronto se echó de ver que este medio de seguridad era ilusorio; pues la aleacion espuesta por mucho tiempo á una temperatura próxima á su punto de fusion, experimentaba una especie de licuacion y se separaba en una aleacion mas fusible, quedando otra mucho ménos fusible que la primitiva.—Para la reproduccion y multiplicacion de grabados, para la fabricacion de láminas estereotípicas &a. se usa la composicion de 3 partes de plomo, 2 de estaño, 5 de bismuto, que se funde á 93°. Con el objeto de reproducir grabados en madera, ellos se estampan en una aleacion de 6 partes de plomo y 1 de antimonio, que ya comienza á solidificarse, el "negativo" así obtenido se imprime en seguida rápidamente con fuerza y golpes en la aleacion indicada arriba, igualmente en el momento en que ella principia solidificándose.—La aleacion de Newton (pág. 310) se utiliza para plomar las muelas.—Entra tambien el bismuto en la composicion de los caracteres de imprenta: la composicion mejor es: 57,8 plomo, 17,34 antimonio, 11,56 estaño, 4,62 cobre, 4,62 níquel, 2,90 cobalto, 1,16 bismuto.

6° ESTADO NATURAL. Los minerales de bismuto son muy escasos en la naturaleza, el bismuto nativo es entre ellos el mas frecuente; se hallan diseminados en los filones de las formaciones antiguas y acompañados de minerales de plata, níquel, cobalto, plomo, cobre &a.

Los minerales principales son el *bismuto nativo* (que se encuentra principalmente en Sajonia, Bohemia, Stiria, Hungría, Turingia, Alemania), Cornwall (Inglaterra), Tunaberg (Suecia), en las montañas de Sorato y Illampu (Bolivia), en las minas de San Antonio en Copiapó (Chile), la *bismutina* (Bi_2S_3), que existe en los mismos lugares, y parece frecuente principalmente en Bolivia; el *sulfido doble de bismuto y cobre*, que lleva segun su diferente composicion los nombres: *empletita*, $\text{Cu}_2\text{S} \cdot \text{Bi}_2\text{S}_3$, *klaprotita*, $3\text{Cu}_2\text{S} \cdot 2\text{Bi}_2\text{S}_3$, *witichenita*, $3\text{Cu}_2\text{S} \cdot \text{Sb}_2\text{S}_3$.

Otras combinaciones del bismuto naturales, pero mucho mas escasas que las anteriores, son las siguientes: el *télurido de bismuto*, Bi_2Fe_3 , la *tetradimita*, ($\text{Bi}_2\text{Fe}_2\text{S}$, BiFeS , Bi_3FeS_2), el *solenotelurido de bismuto*, ($\text{Bi}_2\text{Fe}_3\text{Se}$), el *sulfoselenotelurido de bismuto*, Bi_3Fe ($\frac{2}{3}\text{S} + \frac{1}{3}\text{Se}$), (estos minerales se encuentran principalmente en Virginia (América del Norte), la *plata bismutal*, Ag_{12}Bi , (Chile), el (*ocre de bismuto*, Bi_2O_3 , el *carbonato de bismuto*, $2\text{Bi}_2(\text{CO}_3)_3 + 16\text{BiHO}_2 + 4\text{H}_2\text{O}$ y $2\text{Bi}_2(\text{CO}_3)_3 + 10\text{BiO}_2\text{H} + 3\text{H}_2\text{O}$ (Carolina del Sur), la *culitina*, $\text{Bi}_4\text{Si}_3\text{Og}_{12}$, (Sajonia), la *carelinita*, $\text{Bi}_2\text{O}_3 \cdot \text{Bi}_2\text{S}$ (Altai),

la *patrinita* (metal en agujas), $4\text{PbS} \cdot \text{Bi}_2\text{S}_3 + 2\text{Cu}_2\text{S} \cdot \text{Bi}_2\text{S}_3$ (Berzov (Siberia)), la *cobelita*, $\text{Pb}_3 \cdot \text{BiSbS}_6$ [Hvema (Suecia)], la *chiviata*, $2\text{Cu}_2\text{S} \cdot 3\text{Bi}_2\text{S}_3 + 4(2\text{PbS} \cdot 3\text{Bi}_2\text{S}_3)$ (Chiviato en el Perú), la *sainita*, $\text{NiS}(\text{Ni}_2\text{S}_3 \cdot \text{Bi}_2\text{S}_3)$, la *estuderita* y *anivita* son mezclas de arsenido de cobre con los sulfidos de hierro, cobre, zinc y bismuto. Muchísimos minerales de cobre encierran algo de bismuto, así como los de plomo suelen contener algo de plata.

COMPUESTOS DEL BISMUTO CON LOS HALÓGENOS.

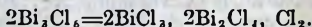
Fluorido de bismuto, BiFl_3 (?), se obtiene disolviendo el óxido de bismuto en el ácido fluorhídrico: al evaporar la disolución se deposita en forma de un polvo blanco.

Triclorido de bismuto, BiCl_3 . Si se calienta el bismuto en una retorta tubulada, por la cual pase una corriente de cloro seco, el triclorido de bismuto destila y se condensa en forma de una sustancia blanca, fácilmente fusible. Se obtiene el mismo cuerpo, destilando en una retorta pequeña una mezcla de una parte de bismuto metálico y dos de clorido de mercurio (cfr. pág. 294), ó disolviendo el bismuto en el agua régia.

El triclorido es una sustancia fácilmente volátil, delicuescente. Se disuelve en el alcohol y en una cantidad muy corta de agua ó en el agua fuertemente acidulada por ácido clorhídrico. Evaporando la disolución en el ácido clorhídrico, quedan agujas delgadas de una combinación del triclorido de bismuto con el ácido clorhídrico ($\text{BiCl}_3 \cdot 2\text{HCl}$). Si se agrega agua pura á la disolución del triclorido, este se descompone, y forma un precipitado blanco de oxiclido de bismuto (BiOCl), de que trataremos con mayor difusión en adelante. El triclorido de bismuto se une en diferentes proporciones á los cloridos alcalinos.

Diclorido de bismuto, Bi_2Cl_4 . Este compuesto correspondiente al peróxido de bismuto se origina por la acción de sustancias reductoras (bismuto, fósforo, zinc, estaño, mercurio, compuestos orgánicos) sobre el triclorido de bismuto. Se le obtiene también haciendo pasar una corriente muy lenta de cloro sobre el bismuto calentado hasta al punto de su fusión. El triclorido de bismuto es una sustancia cristalina, negra, poco volátil, muy delicuescente, descomponible por el agua y los ácidos. Calentado al aire libre se descompone y resulta bismuto metálico, triclorido de bismuto que se volatiliza y una materia blanca, cristalizada, que es un oxiclido de la fórmula: $\text{Bi}_2\text{Cl}_2\text{O}_2$. Este último se deriva de dos moléculas del diclorido por sustitución de 6 átomos de cloro por 3 de oxígeno.

Perclorido de bismuto, Bi_3Cl_8 . Se forma á veces en condiciones aun no bien determinadas. Es un cuerpo rojo amarillento, que se descompone en presencia del agua. Bajo el influjo del calor se separa en los productos: triclorido y diclorido de bismuto y de cloro.



Tribromido de bismuto, BiBr_3 . Se le prepara pasando vapores

De bromo sobre bismuto reducido á un polvo fino. La combinacion se hace con suma energía, y destila un líquido rojo que se transforma por enfriamiento en una masa cristalina, amarilla de azufre. Se funde á 209°. El agua le transforma en oxibromido BiOBr. Con los bromidos alcalinos forma bromidos dobles.

Dibromido de bismuto, Bi_2Br_4 . Es un cuerpo pardo, cristalizado en agujas delgadas. Se le obtiene por fusion del tribromido del bismuto con la mitad de la cantidad de bismuto que contiene.

Triiodido de bismuto, BiI_3 , resulta cuando se añade al polvo de bismuto calentado iodo, y destilando despues la mezcla, ó tambien caldeando una mezcla íntima de 32 partes de trisulfido de bismuto y de 48,5 de iodo. En el último caso la mezcla se funde pronto perdiendo algo de iodo, luego á una temperatura mas elevada comienza á hervir esparciendo vapores rojos parduzcos, que sublimándose se depositan en las partes frias del aparato en forma de laminillas brillantes. El azufre que se aísla en la reaccion, puede separarse del triiodido obtenido, calcinándole al aire libre.

El triiodido de bismuto forma láminas hexagonales brillantes de color gris negruzco. El agua fria, el alcohol, éter, sulfido de carbono no lo alteran. El agua hirviendo le descompone produciendo un oxiodido insoluble, BiOI. Los hidróxidos alcalinos le descomponen tambien; los sulfidos alcalinos le transforman en trisulfido de bismuto.—Evaporando la disolucion del triiodido en el ácido iodhídrico, queda un compuesto cristalizado en octaedros rómbicos, que se llama *hidrato de triiodido de bismuto*, y tiene por fórmula $\text{BiI}_3 \cdot \text{HI} \cdot 4\text{H}_2\text{O}$.

Cuando se funde el triiodido con bismuto metálico se obtiene una masa homogénea, mas su composicion no corresponde á la de un diiodido, Bi_2I_4 , porque contiene 7 por ciento de bismuto mas de lo que conviene á esta fórmula.

LOS COMPUESTOS DEL BISMUTO CON EL OXÍGENO Y CON EL HIDRÓGENO.

Combínase el bismuto con el oxígeno en cuatro proporciones, formando:

- Bi_2O_2 subóxido de bismuto,
- Bi_2O_3 óxido de bismuto,
- Bi_2O_4 peróxido de bismuto (bismutato de bismuto),
- Bi_2O_5 anhídrido bismútico.

Subóxido de bismuto $\{\text{Bi}_2\text{O}_2$.

Sin. Wismuthoxidul, dioxide of bismuth, oxydule de bismuth.

Este óxido que se origina siempre cuando se eleva la temperatura del bismuto algunos grados sobre el punto de su fusion en contacto del aire, puede obtenerse por una sal correspondiente al

óxido de bismuto. Al efecto, el óxido de bismuto y el subclorido de estaño se disuelven según equivalentes iguales en el ácido clorhídrico y se vierte la disolución en otra de hidróxido de potasio medianamente concentrada: formase un precipitado voluminoso pardo, que consta de subóxido de bismuto y ácido estánico; lavándole con hidróxido de potasio concentrado se extrae todo el ácido y queda el subóxido de bismuto.

El subóxido de bismuto es un polvo cristalino negro, que se transforma fácilmente en el óxido de bismuto. Calentado al aire quema así como la yesca. Los ácidos le parten en óxido y metal, y así es que no forma sales; sin embargo se conoce un compuesto salino muy inestable que se produce en forma de un precipitado amarillo oscuro cuando se vierte una disolución de subclorido de estaño sobre nitrato de bismuto pulverizado. Tiene esta sal la fórmula $\text{Bi}_2\text{SnO}_6 + 3\text{H}_2\text{O}$.

Oxido é hidróxido de bismuto Bi_2O_3 y BiO_2H .

Sin. Wismuthoxid y Wismuthhydroxid; bismuthous oxide é hydrated oxide of bismuth; oxyde de bismuth é hydrate bismuthex.

1° PREPARACION. El óxido de bismuto se obtiene tostando el metal al aire libre, ó mejor, descomponiendo por el calor el nitrato de bismuto en una cápsula de platino. Se prepara el hidróxido añadiendo un exceso de hidróxido de potasio á una disolución de nitrato de bismuto.

2° PROPIEDADES. El *óxido de bismuto* es un polvo amarillo claro. Sometiendo el hidróxido de bismuto á la ebullición con el hidróxido de potasio, prodúcese un óxido cristalizado en prismas rémbicos. Su densidad es 8,2. Es insoluble en agua, se funde al calor rojo en un líquido pardo, y forma al solidificarse un vidrio amarillo mas intenso. Fundido ataca y corroe mas enérgicamente que el plomo los crisoles de barro ó porcelana. El hidrógeno y el carbono le reducen con facilidad; el cloro y el azufre le atacan; el ácido clorhídrico, sulfúrico, nítrico y otros le disuelven fácilmente produciendo sales respectivas de bismuto muy flojas. De la disolución en ácido sulfúrico, nítrico, clorhídrico precipita el agua sales llamadas "básicas" y liberta el ácido de las sales descomuestas.

El *hidróxido de bismuto* es un polvo blanco, que bajo respecto químico se comporta así como el óxido.—Parece que existe todavía otro hidróxido BiO_2H_2 .

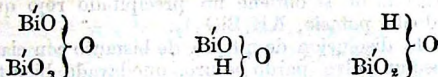
3° APLICACION. Sirve el óxido de bismuto para cubrir la porcelana con barnices metálicos. Para fijar, por ejemplo, el oro sobre vasos de porcelana, se mezcla el polvo fino de oro con el óxido de bismuto y se muele la mezcla con el aceite de alhucema para obtener una pastilla homogénea y suelta, que se aplica al vaso por medio de un pincel. Úsase además junto con el anhídrido bórico y silícico para la fabricación de vidrios ópticos.

Peróxido de bismuto, Bi_2O_4 .

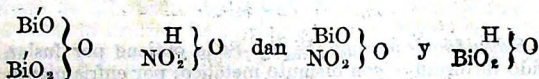
Sin. Bismutato de bismuto; Wismuthperoxid; bismuthate of bismuth; peroxyde de bismuth.

Este óxido se forma generalmente al principio cuando se somete el óxido de bismuto á una influencia oxidante en presencia de un álcali, por ejemplo, calentándole por algun tiempo al aire con el hidróxido de potasio. El cloro sobre todo, verifica muy fácilmente esta oxidacion.

Se debe considerar esta combinacion como un compuesto salino (cfr. pág. 298 y 299) derivado del hidróxido ó del ácido bismú- tico (HBiO_3):



En efecto, el ácido nítrico frio estrae fácilmente óxido de bis- muto del peróxido y deja ácido bismú- tico:



Anhidrido bismú- tico, Bi_2O_3 .

Sin. Wismuthsaeureanhydrid; bismuthic anhydride; anhydride bismuthique.

Se le obtiene en estado de polvo pardo calentando á 130° el ácido bismú- tico; á una temperatura poco mas subida ya comienza á perder oxígeno y se le puede desoxidar fácilmente por sustancias reducentes. Descompone el ácido clorhídrico con produccion de cloro libre, de agua y de triclorido de bismuto; con el ácido sulfúrico produce sulfato de bismuto desprendien- do oxígeno; asimismo acciona el ácido nítrico concentrado, mas no le ataca estando diluido. Segun Arppe el ácido nítrico hir- viendo transformaria el anhidrido en un óxido de la fórmula Bi_2O_4 . Las disoluciones acuosas de los hidróxidos alcalinos ca- recen de accion sobre el anhidrido bismú- tico.

Acido bismú- tico HBiO_3 .

Sin. Wismuthsaeure; bismuthic acid; acide bismuthique.

Se prepara el ácido bismú- tico haciendo pasar una corrien- te rápida de cloro por una disolucion hirviendo de hidróxido de potasio, que contenga en suspension óxido de bismuto muy dividido. El líquido se oscurece poco á poco y deja depositarse

un polvo rojo, que se lava primero con ácido nítrico y luego con agua, en términos de extraer el hidróxido de potasio y el hidróxido de bismuto no transformado en ácido; en fin se seca el producto á 100°.—Se le obtiene igualmente calentando por mucho tiempo en contacto del aire una mezcla de hidróxido de potasio, ó mejor, calcinando una mezcla de óxido de bismuto, de hidróxido de potasio y clorato de potasio. Fórmase bismutato de potasio, que tratado como el producto en el procedimiento anterior con ácido nítrico y agua, da el ácido bismútico.

El ácido bismútico es un cuerpo pulverulento rojo claro, que se transforma á 130° en anhídrido. No produce sino con mucha dificultad sales con los hidróxidos alcalinos. Disuélvese en el hidróxido de potasio hirviendo, y neutralizando convenientemente la disolución se obtiene un precipitado rojo que es el bismutato ácido de potasio, $\text{KH}(\text{BiO}_3)_2$.

Tratando la disolución de nitrato de bismuto con cianido de potasio fórmase un polvo pardo oscuro, que lavado bien tiene la composición del ácido pirobismútico $\text{H}_4\text{Bi}_2\text{O}_7$. Este ácido no suelta nada de agua sino á 150°. (1)

COMPUESTOS DEL BISMUTO CON EL AZUFRE, SELENIO Y TELURO.

Subsulfido de bismuto, Bi_2S_2 . Se le obtiene por fusión del trisulfido de bismuto con bismuto metálico; por enfriamiento cristaliza el subsulfido, quedando todavía líquido el metal, y se separa de este por decantación.

Preparado así forma cristales prismáticos rectangulares, de color gris y dotados de brillo metálico, su densidad es 7,3.

Cuando se le prepara por vía húmeda, resulta en estado de hidrato, $\text{Bi}_2\text{S}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$.

En este caso se obra de la manera siguiente. Disuélvense 8 gramos de tartarato de bismuto en una lejía de hidróxido de potasio; después de disolverse todo se diluye á 1500 centímetros cúbicos con agua bien privada de aire por ebullición y se añade una disolución alcalina de 2 gramos de subclorido de estaño. Pasando luego una corriente de ácido sulfhídrico, libre de todo aire, por el líquido transfórmase el subóxido de bismuto en el hidrato del subsulfido y el óxido de estaño en el sulfido correspondiente; pero siendo este soluble en líquidos alcalinos, queda disuelto mientras que el subsulfido de bismuto hidratado se precipita en forma de una masa negra, que se separa por decantación. Se la lava repetidas veces con agua privada de aire y se la seca en fin en el baño de agua.

(1) Cuando se calienta al aire una mezcla de óxido de bismuto con el hidróxido de potasio ó bien cuando se hace pasar una corriente de cloro por una disolución del mismo hidróxido que tenga el óxido de bismuto en suspensión, no efectuando las reacciones completamente; pueden obtenerse diferentes óxidos de bismuto que son varias combinaciones del anhídrido bismútico con el óxido de bismuto; pero todavía es muy incompleto el estudio sobre estos compuestos.

El **sulfido** así obtenido es un polvo fino, negro, que por frotacion en un mortero toma brillo metálico. Tratado con el ácido clorhídrico desprende ácido sulfhídrico y forma triclorido de bismuto y bismuto metálico en estado esponjoso.

Sulfido de bismuto, Bi_2S_3 . Para preparar esta combinacion no hay mas que calentar la mezcla del bismuto y del azufre reducidos á polvo fino, pero queda siempre cierta cantidad de bismuto metálico, mezclado y disuelto en el sulfido. Para obtener este producto en estado de pureza, es menester reducir á polvo fino la materia que resulta de la primera fusion, mezclar este polvo con nueva cantidad de azufre y volver á fundir la mezcla en un crisol.—El sulfido se presenta entónces bajo la forma de un boton gris, dotado de brillo metálico, y con textura fibrosa en su fractura.

Existe el sulfido de bismuto cristalizado y en masas compactas en la naturaleza. Los cristales aislados son rómbicos é isomorfos al sulfido de antimonio natural. Su densidad es 6,4.

El sulfido de bismuto es ménos fusible que el bismuto. Calentado con esclusión de aire abandona fácilmente una parte de su azufre. Se disuelve en el ácido clorhídrico concentrado é hirviendo con desprendimiento de ácido sulfhídrico y en el sulfúrico con desarrollo de anhídrido sulfuroso. El ácido nítrico le ataca fácilmente aislando azufre. Se distingue del sulfido de antimonio y arsénico en que los hidróxidos y sulfidos alcalinos no le disuelven, ni atacan.

Se obtiene el sulfido de bismuto probablemente en estado de hidrato, cuando se precipita la disolucion del triclorido de bismuto por el ácido sulfhídrico. En tal estado forma un compuesto pardo oscuro hasta negro, coposo.

Selenido de bismuto, Bi_2Se_3 . Se le obtiene fundiendo el bismuto con el selenio en las proporciones convenientes. La masa enfriada es blanca, brillante, de aspecto metálico y fractura cristalina. Su densidad es 6,82. El ácido nítrico y el agua régia le atacan fácilmente aislando selenio, pero los demas ácidos no tienen accion sobre él.

Telurido de bismuto. El bismuto y telurio pueden mezclarse en todas proporciones por via de fusion. Un telurido que corresponde á la fórmula Bi_2Te_3 , se halla en Virginia y Georgia (América del Norte). Forma masas foliadas, de color de plomo. Una parte muy corta del telurio está generalmente reemplazada por el selenio.

COMPUESTOS DEL BISMUTO CON EL FÓSFORO Y ARSÉNICO.

Fosfido del bismuto. No se combina el fósforo con el bismuto cuando se le añade á este metal mantenido en fusion. Pero indirectamente se obtiene un fosfido de bismuto tratando una disolucion del bismuto con el fosfido gaseoso de hidrógeno. Sometiendo tal fosfido de bismuto á la destilacion abandona todo su fósforo y queda bismuto metálico.

Arsenido del bismuto. La afinidad entre estos dos metales es muy débil. Una aleacion de estos dos elementos pierde por calor todo el arsénico. Un compuesto químico del bismuto con el arsénico se produce haciendo pasar una corriente de gas arsenido de hidrógeno por una disolucion de bismuto. Obtiénese un precipitado negro que una vez secado no resiste á la accion del calor.

Un compuesto entre antimonio y bismuto no conocemos.

COMPUESTOS DEL BISMUTO CON EL OXÍGENO, AZUFRE, SELENIO Y LOS HALÓGENOS.

Oxíclorido del bismuto. Dejamos indicado (pág. 312) que el agua precipita de la disolucion del triclorido de bismuto un polvo blanco que es un oxíclorido de la composicion BiOCl , el que se conoce con el nombre de "*blanco de perla*". Calentado toma un color pasajero amarillo, se funde sin alteracion; mas, calcinado al contacto del aire, pierde cloro y absorbe oxígeno. El ácido nítrico le disuelve; evaporando la disolucion queda el oxíclorido no cambiado. El hidróxido de potasio diluido no le ataca.

El oxíclorido sirve á veces de afeite.

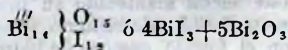
La existencia del oxíclorido ($\text{Bi}_2\text{Cl}_2\text{O}_2$) está señalada (pág. 312).

Sulfoclorido de bismuto, BiSCl . Para preparar este compuesto se funde á falta de aire el clorido doble de bismuto y de amonio con $\frac{1}{2}$ de azufre, y se trata la masa fundida con ácido clorhídrico diluido, que deja indisuelto el sulfoclorido. Forma agujas cristalinas blancas, insolubles en el agua.

Selenoclorido de bismuto, BiSeCl . Cuando el selenido de bismuto se disuelve en el clorido doble de bismuto y amonio, se obtiene un líquido rojo parduzco. Dejándole enfriarse cristaliza el selenoclorido en cristales brillantes de color gris de acero, que se desembarazan del exceso de clorido de bismuto lavándoles con el ácido clorhídrico débil. El selenoclorido de bismuto es insoluble en el agua. El ácido nítrico le descompone produciendo selenido de bismuto.

Oxibromido de bismuto, BiOBr , es en todo análogo al oxíclorido.

Oxiiodidos de bismuto. El oxiiodido correspondiente al oxíclorido se produce por la accion del agua hirviendo sobre el iodido de bismuto. Se le obtiene tambien por una calcinacion prolongada del iodido de bismuto sólido al aire libre. En este caso forma una masa cristalina roja de cobre. El agua hirviendo, los hidróxidos ó carbonatos alcalinos diluidos carecen de influjo sobre él. El ácido sulfhídrico le descompone rápidamente. Se conoce todavía otro oxiiodido del bismuto mas complejo.



Se le obtiene en forma de un precipitado amarillo anarajado,

si se vierte una disolución diluida del nitrato de bismuto en otra de iodido de potasio.

Oxisulfidos de bismuto. En las minas de Sawodinsk en el Altai se encuentra un mineral, llamado carelinita, cuya composición se espresa por la fórmula $\text{Bi}_4\text{O}_3\text{S}$; puede considerarse como un compuesto de 3 moléculas de subóxido y 1 de subsulfido de bismuto ($3\text{Bi}_2\text{O}_2 + \text{Bi}_2\text{S}_2$).

Artificialmente se obtiene un oxisulfido de bismuto calentando al rojo oscuro una mezcla de 40 partes de azufre y 142 de óxido de bismuto: queda una masa gris, de aspecto metálico, que no encierra nada de bismuto metálico. Su fórmula es $2\text{Bi}_2\text{S}_2 + \text{Bi}_2\text{O}_3$.

SALES DE BISMUTO.

El bismuto y el óxido de bismuto, por ser mas básicos que el antimonio y el óxido de antimonio, engendran con mayor facilidad sales, y son estas no solo mas numerosas sino tambien mas estables que las del antimonio. Siendo el bismuto triatómico reemplaza en sus sales *normales* tres átomos de hidrógeno. Mas el bismuto deja observar una grande tendencia de formar sales, llamadas básicas, es decir, sales en que hay mas del óxido básico que es necesario para neutralizar la parte ácida de la sal. Pertenecen casi todas estas sales á la clase de las moléculas dobles.

Así como las sales de antimonio se derivan por la sustitución del hidrógeno verificada en los ácidos no solo por el antimonio sino tambien por el antimonilo (SbO) monovalente: así tambien muchas sales de bismuto se derivan del bismutilo, y varias sales, que se han considerado ántes como sales básicas del bismuto no son otra cosa sino sales neutrales del bismutilo. La sal, por ejemplo, frecuentemente usada en la medicina, la que se conoce con el nombre de nitrato básico ó subnitrato de bismuto, no es básica, sino el nitrato normal del bismutilo: $(\text{BiO})\text{NO}_3$.

Las sales de bismuto producidas por los ácidos, que ya hemos explicado son las siguientes:

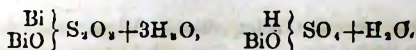
El clorato de bismuto no se conoce sino en estado de disolución, evaporando esta forma se ácido bismútico amarillo. Su fórmula es sin duda, $\text{Bi}(\text{ClO}_3)_3$.

Del bromato se ha de notar lo propio.

El iodido de bismuto $\text{Bi}(\text{IO}_3)_3$. Es un precipitado blanco, insoluble.

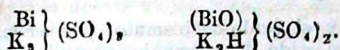
Sulfatos de bismuto. La sal *neutral*, $\text{Bi}_2(\text{SO}_4)_3 + 3\text{H}_2\text{O}$, se obtiene disolviendo el óxido de bismuto en el ácido sulfúrico concentrado ó por la acción del mismo sobre el bismuto metálico. Es una masa blanca, soluble en el ácido sulfúrico diluido, de esta disolución se segrega al evaporarla en forma de agujitas incoloras, que tal vez son la sal siguiente

Cuando se añade ácido sulfúrico á la disolución del nitrato de bismuto, prodúcese un sulfato, que se consideraba ántes como básico ($\text{Bi}_2\text{O}_3 \cdot 2\text{SO}_3 + 8\text{H}_2\text{O}$). Mas en verdad es el *sulfato doble de bismuto y de bismutilo* ó el *sulfato ácido de bismutilo*:



Calcinando las sales anteriores hasta que se pongan amarillas, el residuo vuelve blanco por el enfriamiento; mas es ahora el *sulfato neutral de bismuto*, $2(\text{BiO})\text{SO}_3$, el que se tomaba antes por sulfato básico, atribuyéndole la fórmula: $\text{Bi}_2\text{O}_3 \cdot \text{SO}_3$. Se produce igualmente en estado de un polvo blanco tratando el sulfato neutral con agua; empero en tal caso encierra 2 moléculas de agua hidrática que pierde por calcinacion.

Ofrecen estos sulfatos mucha analogía con los del antimonio (pág. 306). Forman con otros sulfatos, *sulfatos dobles*, así se conocen dos del potasio y bismuto:

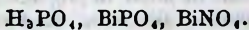


Nitratos de bismuto ó bismutito se conocen en grande número, pero solo uno es de interes práctico, á saber, el nitrato neutral de bismutito.

Nitrato neutral de bismuto $\text{Bi}(\text{NO}_3)_3$. Se le prepara disolviendo el bismuto por el ácido nítrico y abandonando á la cristalización la disolucion concentrada y caliente. Se obtienen así cristales voluminosos prismáticos, incoloros y transparentes, que pertenecen al sistema triclinico y encierran, segun unos químicos, 5 moléculas de agua de cristalización, $4\frac{1}{2}$ segun otros. Se disuelven fácilmente en el ácido nítrico diluido; pero el agua pura le descompone, así como todas las sales neutrales del bismuto, produciendo sales de bismutito ó bismuto básicos y ácido libre.

En temperatura elevada comienza descomponiéndose ya á 100° ; á 150° pierde agua, al mismo tiempo que el ácido nítrico, y se transforma en una sal monoácida; á 260° se muda en óxido de bismuto, Bi_2O_3 .

Nitrato neutral de bismutito, (nitrato básico ó subnitrato) $(\text{BiO})\text{NO}_3 + \text{H}_2\text{O}$. Esta sal es bajo respecto teórico sumamente interesante. Comparando el ácido nítrico al ácido fosfórico esta sal presentaria una sal normal de bismuto suponiendo en el ácido nítrico un carácter análogo al del ácido fosfórico.



Suponiendo que el agua pertenezca á la constitucion de la molécula, obtendriamos una sal correspondiente á los fosfatos diácidos.



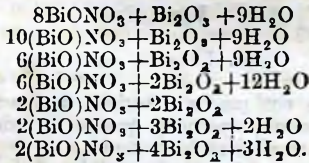
(1) Sin embargo tales consideraciones en la química moderna bien válidas, aunque muy útiles para la investigacion de la naturaleza verdadera de los compuestos químicos, no tienen mucho valor, pues de todas estas composiciones solo una es verdadera y objetiva.

Para obtener el nitrato neutral de bismutilo preciso es, se observen exactamente ciertas precauciones. Pues se pueden originar muy diferentes sales llamadas básicas, al verter agua en la disolucion del nitrato de bismuto (1). Disuélvese una parte de bismuto bien pulverizado y puro en 3 partes de ácido nítrico puro de 35°, si la disolucion está completa se evapora el líquido hasta $\frac{2}{3}$ y se lo echa en 40 á 50 veces su peso de agua: fórmanse un precipitado abundante blanco, que es el nitrato neutral de bismutilo. Queda todavía una parte bastante notable de nitrato disuelto; para obtenerla se neutraliza generalmente el ácido nítrico libre de la disolucion por el amoniaco; mas el precipitado que se produce en tal caso, ya es de otra composicion que el primero. Además, cuando se abandona este precipitado por 24 en contacto con su agua madre, se pone cristalino; pero al mismo tiempo cambia su composicion. Y no puede lavarse el nitrato neutral de bismutilo con agua pura sin que pierda algo de ácido nítrico; pero no se altera cuando se le lava con agua que tiene $\frac{1}{100}$ de nitrato de amoniaco.

Caleñtado el nitrato de bismuto á 100° pierde la mitad de su agua, en temperatura mas elevada despide vapores nitrosos, y al enrojecerse transforma en óxido de bismuto.

Sirve el nitrato de bismutilo para blanquear la piel, por eso lleva el nombre de "blanco de afeite" ó "blanquete"; pero tiene el grande inconveniente de ennegrecerse por el ácido sulfhídrico (2). En la medicina se le emplea contra las enfermedades del estómago.

Fuera del subnitrato de bismutilo pueden obtenerse, precipitando disolucion del nitrato de bismuto por el agua, segun la cantidad ó temperatura varia ó segun el tiempo que dura el contacto del precipitado, con el agua madre las siguientes sales verdaderamente básicas:



Fosfatos de bismuto. Cuando se digiere el óxido de bismuto con el ácido fosfórico se forma una sal soluble que cristaliza por la evaporacion, y otra que es un polvo blanco insoluble. Aquella es probablemente el *fosfato neutral de bismuto* (BiPO_4) y esta el *fosfato de bismutilo* [$(\text{BiO})_2\text{PO}_4$].

(1) Por esta razon son de varia constitucion los preparados medicinales que se llaman todos con el mismo nombre de "subnitrato" ó "nitrato básico de bismuto", no estando conformes los métodos de preparacion que prescriben las farmacópeas de los varios países.

(2) El blanco de afeite suele falsificarse con sulfato de bario, polvo de talco, carbonato de plomo &c. El afeite rojo se prepara mezclando el subnitrato de bismutilo con carmin ó cinabrio.

El pirofosfato de bismuto $[Bi_4(P_2O_7)_2]$ se forma tratando la solución del nitrato de bismuto por otra de pirofosfato de sodio. Es un precipitado blanco, amorfo, insoluble en el agua y ácido acético, mas soluble en el ácido clorhídrico y nítrico.

Arsenato de bismuto. Se conoce únicamente el piroarsenato de bismuto $[Bi_4(As_2O_7)_2]$. En un cuerpo blanco, poco fusible insoluble en el agua y ácido nítrico, soluble en el ácido clorhídrico.

ARTICULO VI.

LOS CUATRO ELEMENTOS: TANTALO, NIOBIO, VANADIO, URANIO Y SUS COMPUESTOS.

El vanadio, niobio y tantaló pertenecen sin duda á la misma familia que el antimonio y bismuto, como se deducirá de todas sus propiedades que vamos á esponer. Mas el uranio ya se desaloja mucho de estos elementos y deja ver diferencias muy notables. Sin embargo teniendo él mayor semejanza con los elementos de este grupo, que con los demas, parece conveniente tratar de él en este lugar hasta que tengamos mejores conocimientos, que permitan colocarle en un grupo que le corresponderá tal vez mas.

Todos estos elementos, sobre todo el vanadio, tantaló y niobio, son sumamente escasos, y no tenemos conocimientos perfectos y seguros de sus propiedades y de sus compuestos, tampoco tienen, excepto el uranio, ningun interes práctico.

Vanadio V.

Sin. Vanadin, vanadium.

Se le extrae con mucha dificultad de los minerales de vanadio; mas diferentes preparados, que se han tomado por vanadio metálico, eran compuestos del vanadio.

El vanadio es un metal brillante, blanco agrisado; no es ductil y no se puede fundirle en las temperaturas aun mas altas de nuestros hornos. Su densidad es 5,5. Conduce bien la electricidad y el calor.

Calentado en el cloro seco se enciende y forma tetraclorido $(VaCl_4)$. No se oxida al contacto del aire en temperatura ordinaria, pero calentado lentamente se cambia en subóxido (V_2O) y caldeo rápida y fuertemente comienza á arder produciendo anhídrido vanádico (V_2O_5) . Fundido con los hidróxidos alcalinos no se oxida. No acciona sobre el azufre, aunque se le mantenga vivamente enrojecido en los vapores de este elemento. Caldeo en el gas nitrógeno se combina directamente con él y produce mononitrido de vanadio (VN) . El ácido fluorhídrico y clorhídrico no le atacan ó solamente muy poco, el ácido sulfúrico, estando calien-

te le disuelve; el ácido nítrico y el agua régia le disuelven con facilidad, y la disolución toma un color azul hermoso.

Hállase el vanadio en la naturaleza en forma de vanadatos: *dechenita*, $Pb(VO_3)_2$, *descloizita*, $Pb_2V_2O_7$, *vanadita*, $3Pb(VO_3)_2 + PbCl$, *colbortita*, que es un vanadato básico de cobre y calcio. A veces una parte del ácido vanádico en los vanadatos está reemplazado por el ácido fosfórico, lo que nos muestra la grande semejanza de estos dos ácidos.

Los compuestos del vanadio hasta el día analizados son bastante numerosos, mas nos falta todavía la investigación ulterior de sus propiedades.

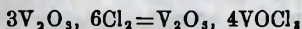
Conócense combinaciones del vanadio con todos los halógenos, las que se obtienen lo mas fácilmente tienen 1 átomo del vanadio, 4 del halógeno. Fuera del *tetraclorido de vanadio* (VCl_4), existe todavía un *tricolorido* (VCl_3) y un *dicolorido* (VCl_2).—El *tetraclorido* es un líquido rojo parduzco, que hierve á 154° y suelta ya en temperatura ordinaria una parte de su cloro. En presencia del agua se transforma en óxido de vanadio, ataca enérgicamente el alcohol y éter.—El *tricolorido* es una sustancia sólida, semejante al *sesquiclorido* de cromo y se le obtiene por la descomposición espontánea del *tetraclorido* al contacto del aire.—El *dicolorido* se deposita en forma de hojitas verdes sobre las paredes del tubo por el cual se hace pasar al mismo tiempo el *tetraclorido* é hidrógeno en temperatura subida.

Con el oxígeno produce el vanadio cinco óxidos análogos á los del hidrógeno.

- V_2O subóxido de vanadio,
- V_2O_2 ó VO , dióxido de vanadio ó vanadilo,
- V_2O_3 , $(VO)O$ (OV), trióxido de vanadio ú óxido de vanadilo,
- V_2O_4 , tetróxido ó peróxido de vanadio,
- V_2O_5 , anhídrido vanádico ó pentóxido de vanadio.

El dióxido es caracterizado por su tendencia muy notable, de transformarse por oxidación ulterior gradualmente en trióxido y anhídrido ó ácido vanádico, y poseen por lo propio sus disoluciones un poder intenso de desoxidación. El dióxido es insoluble en el agua, mas los ácidos le disuelven con desprendimiento de hidrógeno. Las disoluciones del dióxido son moradas ó azules de lavanda.

El *trióxido* se distingue por lo que estando en masa compacta conduce bien la electricidad. Se oxida espontáneamente al aire, cambiándose poco á poco en cristales azules de tetróxido, calentando se enciende y se transforma en una materia negra que es una mezcla de anhídrido vanádico con peróxido. El cloro seco le cambia en anhídrido vanádico y oxiclorigo de vanadio.



El trióxido que se ha obtenido reduciendo el anhídrido vanádico por el hidrógeno, no se disuelve ni en el agua ni en los

ácidos. Pueden sin embargo prepararse disoluciones de este compuesto neutralizando las disoluciones ácidas del dióxido por el zinc, y esponiéndolas al aire libre hasta que se hayan teñido de morado. Pues las disoluciones neutrales tienen color morado, las ácidas son verdes. Los compuestos salinos del vanadio que existen sin duda en tales disoluciones aun no se han aislado.

El tetróxido ó peróxido se obtiene abandonando las disoluciones del dióxido al aire: fórmanse despues de algun tiempo en el líquido cristales azules oscuros, que se ponen al contacto del aire poco á poco verdes, absorbiendo vapores de agua. Las disoluciones del tetróxido son azules y se las consigue tratando las soluciones del anhídrido en ácidos por sustancias reducientes (SO_2 , H_2S).

El tetróxido se ha de considerar como el metavanadato de vanadilo (VO). O .(VO_2). Forma con los ácidos sales funcionando como sustancia básica, mas se une tambien con los óxidos básicos obrando así como un compuesto ácido. Las sales así producidas son en todo análogas á las del antimonio y bismuto, el sulfato ácido de vanadio, por ejemplo, $\text{VO} \cdot \text{H} \cdot \text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$ corresponde exactamente á la combinación respectiva del bismuto $\text{BiO} \cdot \text{H} \cdot \text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$.

El anhídrido vanádico se saca directamente de los minerales de vanadio: se prepara de estos vanadato de amonio que calcinado en un crisol de platino deja un residuo rojo parduzco ó parduzco amarillento de anhídrido vanádico. Se funde al rojo sin alteracion, y enfriándose se solidifica en una masa cristalina.

El ácido vanádico solo conocido con certeza tiene la fórmula HVO_3 , y así como el ácido busmítico (HBiO_3) corresponde al ácido metafosfórico; hemos visto tambien tratando de los ácidos antimónicos, que igualmente el mas estable de ellos y el que se obtiene con mayor facilidad es el metantimónico (HSbO_3). Existen sin embargo vanadatos que corresponden á un ácido ortovanádico y pirovanádico; además concóncense sales ácidas, llamadas divanadatos y trivanadatos. La serie siguiente de ejemplos deja conocer las diferentes especies de vanadatos ya preparados:

Na_2VO_4 , ortovanadato de sodio,
 $\text{Pb}_2\text{V}_2\text{O}_7$, descloizita ó pirovanadato de vanadio,
 KVO_3 , metavanadato de potasio,
 $\text{Ba}(\text{VO}_3)_2 + 1 \text{ ag}$, metavanadato de bario,
 $2(\text{NH}_4)\text{VO}_3 + \text{V}_2\text{O}_5 + 4 \text{ ag}$, divanadato de amonio,
 $\text{Sr}(\text{VO}_3)_2 + \text{V}_2\text{O}_5 + 9 \text{ ag}$, divanadato de estroncio,
 $(\text{NH}_4)\text{VO}_3 + \text{V}_2\text{O}_5 + 3 \text{ ag}$, trivanadato de amonio,
 $\text{Sr}(\text{VO}_3)_2 + 2\text{V}_2\text{O}_5$, trivanadato de estroncio.

El anhídrido vanádico puede tambien unirse con los ácidos y formar compuestos salinos en los cuales funciona como parte básica, de tal suerte se combina con los ácidos sulfúrico, fosfórico, silícico; pero todavía no conocemos la constitucion atomística de estas combinaciones.

Los óxidos del vanadio dejan observar otra analogía con los

del bismuto, á saber, la de que uniéndose entre sí forman varios óxidos compuestos entremedios, los cuales pueden considerarse como óxidos salinos, así como el tetróxido. (Cfr. pág. 316. Nota.)

Conócense del vanadio ya mas *oxi-cloridos* que de ningun otro elemento de este grupo; todos se pueden considerar como cloridos del vanadilo. Pues, se han analizado cuatro, á saber: $(VO)_2 Cl$, clorido de divanadilo, $VOCl$, clorido vanadilo, $VOCl_2$, diclorido de vanadilo, $VOCl_3$, triclorigido de vanadilo. El último es un líquido amarillo, los demas son sólidos de varios colores.

Sulfidos de vanadio se han descubierto dos: el tetrasulfido, V_2S_4 , y el pentasulfido V_2S_5 , que con los sulfidos básicos engendran sulfosales.

Asimismo se han obtenido dos *nitridos de vanadio*; el mononitrido VN , y el dinitrido, VN_2 ; aquel se produce directamente al calentar vanadio en el gas nitrógeno. (1)

Niobio Nb.

Sin. Niob, niobium.

En vista de las investigaciones mas recientes sobre este elemento es casi indudable, que hasta el dia no se ha aislado el niobio metálico en estado de pureza, y que el cuerpo, que se ha descrito comunmente como niobio metálico, era de veras un óxido de este metal. (2)

(1) Las mas recientes investigaciones (1869) sobre el vanadio y sus compuestos debemos á Roscoe, químico inglés; de estas resulta que todas las fórmulas y nombres anteriores eran falsos. Pues Berzelio, de que se tienen los conocimientos anteriores tomaba el vanadio oxidado y el mononitrido por vanadio metálico. Para que se pueda conocer la identidad de los compuestos espresados por fórmulas y nombres antiguos ó recientes, añadimos una tabla comparativa:

<i>fórmula reciente</i> , V=51,3		<i>fórmula antigua</i> , V=68,6 (=VO).
dióxido de vanadio	} V_2O_5 (VO) corresp. á...vanadio V	
vanadilo		
trióxido de vanadio V_2O_4	„	subóxido de vanadio VO
tetróxido..... V_2O_4	„	dióxido de vanadio } VO_2
		ácido vanádioso }
anhidrido vanádico	} V_2O_5	ácido vanádico (VO_3)
pentóxido de vanadio		
triclorigido de vanadilo $VOCl_3$	„	superclor. de vanadio (VCl_3)
triclorigido de vanadio VCl_3	„	clorigido de vanadio (VCl_2)
mononitrido de vanadio VN	„	vanadio V
dinitrido de vanadio VN_2	„	vanadio nitrogenado VN.

(2) Segun las indicaciones de Blomstrand, que merecen confianza, se obtiene sin embargo niobio puro reduciendo el pentaclorigido puro de niobio al rojo por una corriente de hidrógeno. El producto de tal operacion es un cuerpo metálico irisado, gris de acero.

El elemento de niobio causaba ya varia equivocacion en la química. Fué descubierto en 1846 por H. Rose, sospechando este célebre

Tal como se ha preparado siempre hasta ahora, es un cuerpo negro, que conduce la electricidad. El cloro acciona sobre él en temperatura subida con incandescencia formando un producto volátil amarillo y otro blanco ménos volátil. Delafontaine, suponiendo que el preparado, llamado niobio, es óxido de niobio ó niobilo (V_2O_5 ó VO), atribuye á estos dos productos las fórmulas: $NbCl_5$, al amarillo, y $NbOCl_3$, (clorido de niobilo) al blanco. Caldeado al aire el preparado se quema con producción de luz y engendra anhídrido nióbico (N_2O_5).

Todos los ácidos le atacan muy poco cuando está sólido. El disolvente mejor para él es una mezcla de ácido fluorhídrico con el nítrico.

El niobio hasta ahora se ha encontrado solo en unos pocos minerales, á saber en la clase de las columbitas, tantalitas, ytrotantalitas, además en la tapiolita, fergusonita, policrasa, eurenita, el pirocloro, la wechlerita, samarsquita y esquinita.

Por ser muy inseguro nuestro saber de los compuestos del niobio, me contentaré en enumerando brevemente aquellos de que conocemos á lo ménos las composicion química con alguna certeza, fundándome en los resultados de los trabajos y análisis mas recientes y exactas de Marignac, Delafontaine, Rammelsberg y Blomstrand.

Clorido de niobio, $NbCl_5$, polvo amarillo. fusible, volátil; bromido de niobio, $NbBr_5$, un sólido rojo de púrpura; fluorido de niobio, es caracterizado por la tendencia de formar compuestos dobles con los fluoridos metálicos y con los fluotantalatos, fluotitanatos, fluoestafnatos, fluowolframatos.

Dióxido niobio ó niobilo, Nb_2O_5 ó NbO, este es sino enteramente á lo ménos en la mayor parte el niobio metálico de H. Rose, y le convienen las propiedades, que hemos indicado arriba tratando del niobio elemental; peróxido de niobio, Nb_2O_7 ó NO_2 , polvo denso negro con viso azul, caldeado al rojo se transforma en anhídrido nióbico, no le atacan ni los ácidos ni los álcalis; anhídrido nióbico, Nb_2O_5 , polvo blanco, que toma color amarillo pasajero en el calor, de la densidad 4,5, le corresponden varios hidratos cuya constitucion aun no se ha establecido de una manera definitiva.

Los niobatos son análogos á los vanadatos.

Sulfidos no conocemos, mas un oxisulfido, $Nb_2O_5S_2$; que es un polvo negro con lustre metálico. Oxiclорido, $NbOCl_3$, mate-

analítico que en las columbitas y tantalitas no haya un ácido solo, el ácido tantálico, sino dos ácidos, sometió estos minerales á un estudio analítico exacto: mas en vez de un ácido nuevo, junto al ácido tantálico, halló dos, á saber, el nióbico y pelópico. Kobell, mineralógico distinguido, analizando mas tarde los mismos minerales, creyó haber descubierto un tercer ácido, al que daba el nombre de "ácido diánico", y Herrmann señalaba la existencia de un cuarto ácido en los mismos minerales, el ácido ilménico. Así es que se introdujeron con el niobio 3 nuevos elementos: el pelopio, dianio, ilménio, de los cuales sabemos hoy que no existen.—Provenian las diferencias observadas en los ácidos, aislados de las columbitas, de la imperfecta separacion de ellos.

ria blanca, no fusible volátil; *oxibromido*, $NbOBr_3$; *oxifluorido*, $NbOF_3$, que tiene la misma propiedad, que el fluorido, de formar fácilmente compuestos dobles, se ha obtenido tambien un *nitrido* por la reaccion del amoniaco sobre el pentaclorido de niobio que correspondet al vez al dinitrido de vanadio, que se origina en las mismas condiciones.

Tantalo Ta.

Sin. Tantal, tantalum, tantale.

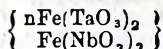
Del tantalo metálico es de notar, en cuanto á su preparacion y sus propiedades, exactamente lo mismo que del niobio.

Ambos elementos se acompañan mutuamente en los minerales siendo ambos sumamente semejantes. Sin embargo no se ha encontrado el tantalo en la esquinita samarskita, euxenita, pirocloro. (1)

(1) El tantalo fué descubierto en los mismos minerales de los cuales se estrajo mas tarde el niobio. Pues en 1801 le halló Hatchett en las columbitas de la América del Norte y le dió el nombre "*columbio*". Ekeberg le descubrió tambien en 1802 en las tantalitas de Suecia y Noruegia, y considerándolo como un metal distinto, le llamó "*tantalo*".

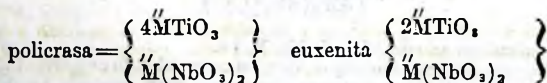
Rammelsberg ha estudiado recientemente (1868-1872) no solo los compuestos artificiales del tantalo y niobio, sino se ha dedicado principalmente á la inquisicion química de los minerales de estos dos elementos tan complejos y hasta ahora tan poco conocidos. Señalaremos aquí con brevedad los resultados principales que dan luz no solo á estos minerales sino tambien al carácter químico de los elementos de que estamos tratando.

1) Las *tantalitas* y *columbitas* [*niobitas*] son esencialmente compuestos variables de tantalato de hierro y de niobato del mismo, de manera que puedan expresarse por la fórmula general:

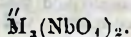


en la (n) puede ser igual á 6, 4, 3, 2 y 1. Algunos encierran ademas porciones variables de los compuestos *isomorfos* $FeSnO_3$, $FeTiO_3$, $FeWO_4$. La *tapiolita* es una verdadera tantalita.

2) La *policrasa* y *euxenita* son moléculas dobles de titanatos con niobatos de los metales Y, Er, Ce, U, Fe. Solamente la *policrasa* contiene cosa de 4 por ciento de tantalatos. Se expresan las fórmulas de estos minerales del modo siguiente:



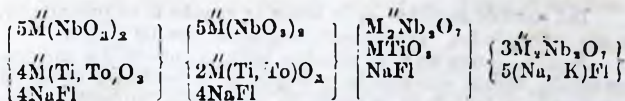
3) La *fergusonita* é *ytrotantalita* son esencialmente niobatos de los metales Y, Er, Ce, U, Fe. Sobre 12 partes de niobato vienen en ellos 1 de tantalato. Pero mientras que los niobatos y tantalatos de los minerales anteriores son de la clase de los metaniobatos y metatantalatos, la *fergusonita* é *ytrotantalita* constan de ortoniobatos y ortotantalatos, su fórmula general es:



Compuestos del tantalio Clorido de tantalio $TaCl_5$, polvo amarillo, fusible, volátil, fundiéndose á 221° forma un líquido amarillo, que hierve á 241° ; bromido de tantalio, $TaBr_3$; un iodido todavía no se ha conseguido; fluorido de tantalio, TaF_5 , se obtiene fácilmente disolviendo el anhídrido tantálico en el ácido fluor-

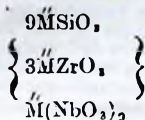
Los dos minerales *tirul* y *brayitt* de Noruegia, no se distinguen de la fergusonita.

4) El *pirocloro* tiene una composición muy variable, solo el contenido de niobato de calcio y cerio y de fluorido de sodio es constante, como lo dejan ver las fórmulas derivadas de varios análisis:

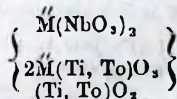


En estas fórmulas M significa los metales constantes Ca y Ce, entonces los variables segun el encuentro Ur y Fe. Las dos primeras especies contienen metaniobato, al paso que las dos últimas encierran pironiobato.

5) La *uccherlita* es un compuesto múltiple de niobato, silicato y zirconato de calcio y sodio, segun la fórmula:

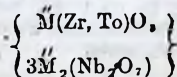


6) La *esquiluna* es una union de niobato, titanato y torato ácido por un exceso de anhídrido titánico y tórico; hé aquí la fórmula:



M'' significa Ce, La, con poco de Ca y Fe.

7) La *samaraskita* se expresa por:



M'' significa en esta fórmula Ur, Y, Fe.

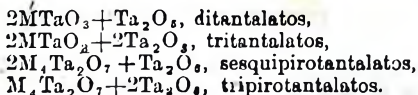
De estas indicaciones sigue, que los minerales de niobio y tantalio, antes tan complicados, son combinaciones muy sencillas cuando se atiende al que son *moléculas múltiples de sustancias isomorfas*. Además, combinando la naturaleza estas sustancias en los mismos minerales, nos enseña que el tantalio y niobio, que pertenecen sin duda por su atomicidad y su carácter químico al grupo elemental del fósforo, tienen por otra parte muchísima semejanza con el titanio, silicio, estaño, con el wolframo y torio; lo propio se deduce también de las propiedades químicas del niobio y tantalio, en cuanto ya las conocemos.

hídrico, es distinguido así como el fluorido por su propension de formar fluoridos dobles, que son análogos con los del niobio, por ejemplo, $\frac{1}{2}K_2TaF_7$ y K_2NbF_7 .

Con certeza conocemos solo dos óxidos: *peróxido ó tetróxido de tantaló*, Ta_2O_4 ó TaO_2 , polvo gris oscuro, tan duro que raya el vidrio, calentado se transforma con desarrollo de luz en anhídrido tantálico; fundido con hidróxido de potasio da tantolato de potasio; el *anhídrido tantálico* Ta_2O_5 , polvo blanco, de la densidad 7,6 á 8,0, no le reduce el hidrógeno, (1) pero sí el carbon produciendo Ta_2O_4 .

Con el agua forma el anhídrido dos combinaciones: $2Ta_2O_5 + 3H_2O$ y $Ta_2O_5 + 2H_2O$, la segunda corresponde al ácido piro-tantálico, mas de la primera no conocemos la constitucion teórica; al calentar pierden el agua y transformáanse con produccion de luz en el anhídrido.

Tres diferentes especies de tantalatos ya tenemos indicado en la nota anterior, fuera de estos conocemos todavía varias sales ácidas, que corresponden á las fórmulas generales siguientes:



Las mismas especies de sales produce tambien el niobio. Cuando se tratan los ácidos del tantaló ó los tantalatos con zinc y ácidos, no dan disoluciones de color; al paso que los ácidos del niobio ó los niobatos tratados del mismo modo, producen disoluciones azules ó pardas.

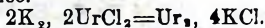
Sulfido de tantaló, Ta_2S_4 , cuerpo negro, que frotado en un almirez de ágata toma el brillo del laton ó de la piritá, conduce la electricidad.

Tambien existe un *nitrido*, pero no conocemos su fórmula

Uranio Ur.

Sin. Uran, uranium.

El uranio metálico se obtiene descomponiendo su clorido por el potasio metálico.



Se presenta en estado de polvo negro ú hojas brillantes ó en masas compactas de color y lustre semejante al del níquel ó del hierro. Es algo maleable y muy duro, mas le raya el acero. Se funde al rojo blanco. La densidad del metal fundido es 18,4. Es poco alterable en aire á la temperatura ordinaria, con tiempo toma sin embargo oxidándose un color amarillo. Calentando á 200° se quema produciendo una luz viva y formando óxi-

(1) Por eso se distingue del anhídrido nióbico: pues este se reduce por el hidrógeno en temperatura elevada á N_2O_4 .

do de uranio, Ur_3O_8 . Se combina tambien directamente con el cloro y el azufre con desarrollo de luz.—El ácido clorhídrico y sulfúrico le disuelven con desprendimiento de hidrógeno y formación de sales verdes. El agua no le ataca.

Los minerales de uranio son bastante escasos, se les encuentra acompañados de otros minerales metalíferos principalmente en las minas de plata y estaño en Sajonia, Bohemia é Inglaterra. Su lecho pertenece á los terrenos primitivos. El mineral principal es la *pezblenda* (Ur_3O_8); otros de muy poca importancia son: *ocre de uranio* $2(U_2O_3)SO_4 + 27H_2O$; *flor de uranio* y *vitriolo de uranio* son otros dos sulfatos de uranio, *uranita* y *mica de uranio* son fosfatos de uranio unidos á fosfatos de calcio y cobre, *uranófano* es un silicato múltiple de uranio, calcio, magnesio y potasio, *liebigita* es un carbonato doble de uranio y calcio con agua hidratada. Entra, en fin, como dejamos indicado (pág. 327 y 328) en la composición de algunos minerales del niobio y tantalio.

COMPUESTOS DEL URANIO.

Subclorido de uranio, Ur_4Cl_6 , se obtiene enrojeciendo en una corriente de hidrógeno el clorido siguiente. Es un cuerpo cristalizado en prismas pardos, que se disuelve en el agua con color rojo de púrpura.—*Clorido de uranio*, $UrCl_2$ ó Ur_2Cl_4 , se forma con viva incandescencia cuando se quema el uranio en el cloro seco. Cristaliza en octaedros regulares de color verde oscuro y de lustre metálico. Es muy delicuescente y se disuelve en el agua con ruido y desprendimiento notable de calor, formando un líquido verde de esmeraldas, que es sumamente desoxidante. Cociendo esta disolución se aísla subóxido negro y se produce ácido clorhídrico. Segun Rammelsberg existe todavía otro subclorido de la fórmula Ur_3Cl_4 .

De bromidos y iodidos de uranio, se conocen solamente los dos compuestos $UrBr_2$, UrI_2 ó Ur_2Br_4 , Ur_2I_4 . El fluorido, $UrFl_2$, forma con facilidad fluoridos dobles uniéndose á los fluoridos metálicos.

Existen cuatro óxidos de uranio, á saber: subóxido de uranio, UrO ó (U_2O_2) , óxido de uranio, Ur_2O_3 , y dos entremedios Ur_4O_8 y Ur_3O_4 , que se consideran como compuestos de los dos primeros.

Subóxido de uranio, UrO ó Ur_2O_2 . Se le prepara reduciendo el óxido Ur_3O_4 por el hidrógeno en un tubo calentado. Segun la diferente preparación resulta el subóxido con diferentes propiedades. El que se obtiene por el método indicado es un polvo pardo. Caldeando el clorido doble de uranio y potasio en una corriente de hidrógeno y lavando luego el producto en el agua resultan octaedros pequeños negros, que forman al molerles un polvo rojo, y el oxalato de uranio da en las mismas circunstancias un polvo pardo de canela ó rojo de cobre, que es pirofórico. El subóxido enrojecido no se disuelve casi en ningún ácido, el ácido nítrico lo transforma en óxido que se disuelve. Un hidróxido de uranio se obtiene precipitando las sales de uranio con hidróxido de potasio. Este se disuelve fácilmente en los

ácidos diluidos. Estas disoluciones son verdes así como las sales que forma el subóxido combinándose con los ácidos.

Oxido de uranio Ur_2O_3 , ú *óxido de uranilo* $(UrO)_2O$. Para obtenerlo se calienta á 250° en un tubo de vidrio cerrado por un extremo nitrato de uranilo, que se ha dihidratado de antemano en una capsulita de porcelana ó platino. Se continua caldeando hasta que cese el desprendimiento de vapores ácidos.—El óxido de uranio así obtenido es un polvo rojo amarillento. El hidróxido correspondiente al óxido de uranio tiene la fórmula $HUrO_2$, y es análogo al hidróxido de antimonio y bismuto. Se le obtiene caldeando ligeramente nitrato de uranilo con el alcohol absoluto, luego, despues de acabado la reaccion violenta, evaporando el liquido y estrayendo el rezago con agua. Se logra así una materia amarilla de oro con un viso verde, que se transforma á 300° en óxido rojo de ladrillo y á una temperatura mas elevada en el óxido, Ur_3O_4 , verde. El hidróxido tiene, estando húmedo, reaccion ácida, es decir, pone rojos los papeles de tornaso: azules. Se disuelve fácilmente en los ácidos formando sales, de que hablaremos en adelante. Pero produce tambien sales, *uranatos*, uniéndose con los álcalis; tales se forman siempre cuando se precipitan las disoluciones de las sales de uranilo con los hidróxidos alcalinos ó tierroalcalinos. Tienen la fórmula general $M_2Ur_4O_7$, por ejemplo, $Na_2Ur_4O_7$, $BaUr_4O_7$. El uranato de sodio se atiliza en la fabricacion de los vidrios de uranio, y el uranato de amoníaco sirve en primer lugar de material para los demas preparados de uranio usados en las artes y la industria, entonces se lo emplea para pintar de amarillo y de negro en porcelanas.

Oxido intermedio, Ur_4O_4 . [*óxido magnético* (1) de uranio]. Este es el mismo que constituye el mineral principal de uranio, la pezblenda. Artificialmente se le prepara calentando nitrato ú oxalato de uranilo ó uranato de amonio al contacto del aire. Cuando se aumenta demasiado la temperatura, resulta en vez del óxido, Ur_3O_4 , otro que segun algunos químicos sería un compuesto determinado de la fórmula Ur_4O_5 , mas segun otros solamente una mezcla del óxido magnético con el óxido de uranio. El óxido magnético artificial es un polvo verde negruzco. No es un óxido simple sino un compuesto del uranilo con el óxido: $UO \cdot U_2O_3$. El ácido clorhídrico y sulfúrico no le atacan en la temperatura ordinaria. Mas en calor le disuelve el ácido sulfúrico concentrado: el alcohol precipita de la solucion verde sulfato de uranio, dejando disuelto el sulfato de uranilo; derivase esta sal del óxido, aquella del subóxido ó uranilo.

Digeriendo el óxido magnético con el ácido clorhídrico caliente, disuélvese casi únicamente el óxido y queda un polvo

(1) La palabra "magnético" aquí no significa propiedades magnéticas en el óxido Ur_3O_4 , sino su constitucion conforme con la del hierro magnético ($Fe_3O_4 = FeO + Fe_2O_3$). Parece, pues, este nombre mas simple para los compuestos M_2O , que los varios otros usados para la expresion de tales compuestos. El mismo óxido llámase tambien "uranoso-uránico" ó "uranto de uranio."

pardo que es mucho mas rico en subóxido que el óxido magnético. El ácido le disuelve fácilmente cambiándole en nitrato de uranio. El amoníaco precipita de la disolucion obtenida con el ácido sulfúrico un hidrato del óxido magnético, del cual se puede extraer óxido por una solucion de carbonato de amonio.

Sulfidos de uranio, tenemos dos: subsulfido UrS ó (U_2S_2) y Ur_2S_3 . sin embargo la composicion del segundo, aun no conocemos con certeza. El primero se produce con desarrollo de luz, caldeando el uranio y el azufre. Es una materia amarilla negruzca que toma un lustre metálico por frotacion con cuerpos duros.

Forma el uranio compuestos notables con el óxigeno y los halógenos. El *oxiclorigido*, *oxibromido* y *oxifluorido*, $Ur_2O_4Cl_4$, UrO_2Br_2 y $Ur_2O_2Fl_4$, son distinguidos por su propension grande de engendrar con los cloridos, bromidos y fluoridos alcalinos combinaciones dobles cristalizadas.

Oxisulfidos de uranio conocemos dos: $Ur_3S_2O = (US)_2UO$, que se forma al calentar el subóxido ó el óxido magnético en los vapores del sulfido de carbono y otro, cuya fórmula no sabemos y que resulta si se precipita la disolucion del nitrato de uranio por el sulfido de amonio.

Sales de uranio.

Fuera de los uranatos produce el uranio todavía dos clases de sales, en que el uranio funciona como elemento básico. Las que se derivan del subóxido de uranio se originan entrando el uranio como elemento divalente en el lugar del hidrógeno de los ácidos; estas son las "*sales de uranio*"; aquellas, que se derivan del óxido de uranio no contienen como parte básico el uranio sino el uranio, por lo tanto les llamamos "*sales de uranio*."

De las sales de uranio se han analizado solo los sulfatos. Existe una *sal neutral* $USO_4 + 4H_2O$, que se obtiene echando ácido sulfúrico en la disolucion concentrada del clorigido verde de uranio y calcinando despues para desalojar el ácido clorhídrico. Tratando el residuo por el agua se obtiene un líquido que deposita cristales verdes de este sulfato. Cuando se trata la sal neutral con mucha agua ó si se espone su disolucion alcoholica á los rayos del sol, se forma una sal básica $USO_4 + UO + 3H_2O$ que es un polvo verde claro con brillo de seda.

El *nitrato de uranio* es la sal mas importante de todas las de este metal y se prepara directamente con el mineral de uranio, la pezblenda de Bohemia. Despues de reducida esta materia á polvo fino se somete á la levigacion con el objeto de separar las materias terrosas mas ligeras; en seguida se las ataca por el ácido nítrico, que la disuelve fácilmente; se evapora hasta la sequedad y se trata por el agua. Se obtiene un líquido amarillo verdoso, que evaporado convenientemente da lugar á una cristalización abundante y confusa de nitrato de uranio. Se decanta el agua madre; se dejan escorrer los cristales y se vuelven á disol-

ver en agua para que se cristalicen otra vez. Como las aguas madres contienen todavía mucho nitrato, que no ha podido cristalizarse por causa de las sales estrañas, es menester diluirlas y hacer pasar por ellas una corriente de ácido sulfhídrico, que precipita sulfidos de cobre, plomo, arsénico; se evapora el líquido hasta la sequedad y se trata por el agua fria que deja un depósito ferruginoso. Sometiendo el líquido á la evaporación, da nuevos cristales de nitrato de uranilo.—Ultimamente se purifica el nitrato que se acaba de obtener, poniéndolo en un frasco con éter, que le disuelve en gran proporción. Evaporando esta disolución etérea, se deposita nitrato de uranilo puro, que disuelto en agua se abandona á una última cristalización.

El nitrato de uranilo tiene la fórmula $(\text{UO})\text{NO}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$ y forma hermosos cristales amarillos que suelen ser muy voluminosos y presentan reflejos verdes como casi todas las sales de uranilo. Se funde en su agua de cristalización, que pierde casi totalmente, y despues de frio da una masa cristalina.

Esta sal se ha empleado ántes para preparar todos los demas compuestos de uranio, mas hoy sirve de material comun, como lo dejamos indicado, el uranato de amonio que se puede preparar con ménos gastos y sin la pérdida del ácido nítrico. Siendo el nitrato de uranilo (así como los demas preparados de uranilo) muy sensible para la luz y esperimentando una reduccion por ella á nitrato de uranio, se le usa en la fotografía en el procedimiento de copiar. Se le emplea ademias en la pintura sobre porcelana y para preparar un color rojo de la analina, toluidina, cumidina y xilidina.

Sulfato de uranilo, $(\text{UO})_2\text{SO}_4 + 3\text{H}_2\text{O}$. Se obtiene descomponiendo el nitrato por el ácido sulfúrico ó disolviendo el óxido magnético en este ácido concentrado y diluyendo la disolución con agua.

Forma sulfatos dobles, fáciles de cristalizar. El sulfato doble que produce con el sulfato de potasio tiene la composición $(\text{UO})_2\text{K}_2(\text{SO}_4)_2 + 2\text{H}_2\text{O}$. Varios sulfatos de uranilo existen tambien en la naturaleza (pág. 330).

Fosfatos de uranilo. El *fosfato neutral* $(\text{UO})_2\text{PO}_4$, hasta el diano se ha obtenido puro, se le prepara precipitando la disolución del nitrato de uranilo por otra de fosfato neutral sódico. En la naturaleza hay varios fosfatos dobles de uranilo, llamados uranitos, micas de uranio & a, así, la uranita de Autun se compone segun la fórmula $(\text{UO})_2\text{Ca}_2(\text{PO}_4)_2 + 8\text{H}_2\text{O}$, la calcolita segun la de $(\text{UO})_2\text{Cu}(\text{PO}_4)_2 + 8\text{H}_2\text{O}$.

El *fosfato diácido*, $2(\text{UO})_2\text{H}_2\text{PO}_4 + 3\text{H}_2\text{O}$, se obtiene digiriendo el óxido de uranio con ácido fosfórico é hirviendo la masa formada con agua. El soluto amarillo da por la evaporación sobre el ácido sulfúrico cristales amarillos. *Fosfatos monácidos* se pueden conseguir por diferentes métodos, mas segun estos varía tambien su contenido de agua de cristalización. Precipitando la disolución del nitrato de uranilo con otra de fosfato de sodio monácido se produce el compuesto $(\text{UO})_2\text{HPO}_4 + 3\text{H}_2\text{O}$. El fosfato monácido pierde en temperatura elevada primero su

agua de cristalización, después se transforma en *pirosulfato de uranilo* $(U_2O)_4P_2O_7$.

Distínguense las sales de uranio de las de uranilo por las reacciones siguientes.

Tratadas las disoluciones de las *sales de uranio* que son todas verdes, por los hidróxidos de potasio ó sodio ó por el amoníaco dan un precipitado gelatinoso de color pardo negruzco, que espuesto al aire se pone amarillo y se convierte en óxido de uranio, que forma con los álcalis uranato. Los sulfidos alcalinos las precipitan en negro. Las disoluciones verdes de las sales de uranio se transforman fácilmente en amarillas de sales de uranilo por los reactivos oxidantes. El ácido nítrico y cloro produce tal transformación aun en frío —Las disoluciones de las *sales de uranilo*, son de hermoso color amarillo y dan con los álcalis precipitados del mismo color, que son uranatos. Los carbonatos alcalinos producen precipitados amarillos, granulosos, que son carbonatos dobles y se disuelven en un exceso del reactivo. Los sulfidos alcalinos precipitan hidróxido amarillo parduzco.

ADVERTENCIAS GENERALES ACERCA DE LOS ELEMENTOS DEL GRUPO TERCERO.

Obsérvanse en este grupo las mismas analogías y semejantes diferencias entre los varios miembros, como las hemos indicado al fin del primero y segundo grupo (pág. 84 y 195).—Sin embargo la diferencia entre el primer miembro y los siguientes de este grupo es mayor que la entre el fluor ó el oxígeno y los miembros respectivos del grupo primero y segundo. En estado gaseoso no forma moléculas de cuatro átomos, y sus ácidos parecen mas á los ácidos que forman los elementos del primer grupo, que á los del fósforo, arsénico &c.

Tienen los elementos del grupo tercero tambien su analogía con los de los grupos anteriores; pues aunque dejan ver por lo comun una afinidad marcada tri y pentavalente, forman sin embargo combinaciones algunas enteramente análogas á las de los halógenos y á los del azufre, selenio &c.

Así conócese el PI_2 que es análogo al SI_2

$NiAs$	"	"	"	"	NiS , $NiSe$, $NiTe$,
$ZnSb$	"	"	"	"	ZnS , $ZnSe$, $ZnTe$.

Además, $NiAs$ es isomorfo á NiS ; la piritá arsenical, $FeAsS$, es isomorfa á la marcasita FeS_2 ; el arsenito de cobalto, $CoAs_2$, á la piritá (FeS_2) y al cobalto gris $CoAsS$.

La analogía, que hay entre los elementos del grupo tercero y los anteriores se manifiesta principalmente en los ácidos; con fin de evidenciarla pondremos aquí las series de los diferentes ácidos, unos al lado de otros.

HCl	H ₂ S	H ₃ P	H ₂ N
HClO	(H ₂ SO)Cl ₂ SO	(H ₂ PO)Cl ₂ PO	HNO
HClO ₂	H ₂ SO ₂	H ₃ PO ₂	HNO ₂
HClO ₃	H ₂ SO ₃	H ₃ PO ₃	HNO ₃
HClO ₄	H ₂ SO ₄	H ₃ PO ₄	

Tocante á las relaciones entre los pesos atómicos se observan en el grupo tercero las regularidades siguientes (cfr. pág. 85):

$$\begin{aligned}
 N &= 72 - 14 \\
 P &= 7 + 24 = 31 \\
 As &= 7 + 24 + 22.2 = 75 \\
 Sb &= 7.4 + 24.3 + 22 = 122 \\
 Bi &= 7.4 + 21.2 + 22.6 = 209 \\
 Va &= 7 + 22.2 = 51 \\
 Nb &= 24.3 + 22 = 94 \\
 Ta &= 7.2 + 24.7 = 182. \\
 \hline
 31 + 122 & \\
 \hline
 &= 76. \\
 &2
 \end{aligned}$$

CAPITULO V.

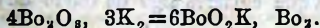
**EL ELEMENTO ELECTRONEGATIVO TRIVALENTE BORO Y SUS COMPUESTOS
CON LOS ELEMENTOS DE LOS GRUPOS ANTERIORES.**

Boro Bo.

Sin. Bor, boron, bore.

1º **PREPARACION.** El boro se obtiene reduciendo el anhídrido bórico por un metal muy avido del oxígeno, como son el potasio y sodio. Se halla en estado amorfo cuando el metal reductor no puede disolver el boro que se origina. Se cristaliza al contrario cuando está en presencia de un exceso de metal, que despues de haberle puesto en libertad le disuelve y no le abandona sino paulatinamente á proporcion que crece la cantidad del boro, y amengua la del metal libre.

Boro amorfo. Se le obtiene enrojeciendo en un crisol de platino lleno de fragmentos de anhídrido y pedazos de potasio sobrepuestos por capas alternadas. Se produce boro y borato potásico.



Tratando el producto por el agua caliente se disuelve el borato soluble y se obtiene el boro que se lava en un filtro con agua alcoholizada para quitar los últimos restos de borato de potasio:

Woehler y Deville han demostrado que se le obtiene fácilmente proyectando en un crisol de hierro colado, enrojecido antes, una mezcla de 100 gramos de anhídrido básico fundido y 60 de sodio, cubriéndolo todo con 50 gramos de clorido de sodio que protege contra la acción del aire y da en seguida fusibilidad á la masa. Córrese la masa fundida en agua acidulada por el ácido clorhídrico: se disuelve el borato y el clorido de sodio. Luego se recoge en el filtro el boro amorfo, se lava primero con agua acidulada y despues con la pura hasta que empiecen los polvos á pasar por entre el filtro. Se saca el boro amorfo en ladrillos á la temperatura ordinaria, pues si se calentase, prendiera fuego como si fuera yesca.

Boro cristalizado. Se le prepara manteniendo por 4 ó 5 horas al temple de fusion del níquel 10 partes de anhídrido bórico fundido con 8 de aluminio. Todo ello se pone en un crisol de carbon de las retortas, protegido con otro de arcilla muy refractaria hecha aun mas infusible por su mezcla con plumbáquina. Redúcese una parte del anhídrido bórico por el aluminio y fórmase boro, que se disuelve en el exceso del aluminio, y óxido de aluminio que se disuelve en el exceso del anhídrido bórico. Aumentándose la proporción del boro mientras va á ménos la del aluminio llega un momento en que todo el boro ya no puede quedar en disolucion; cristalizando entónces á la superficie del metal.—Enfriado el crisol se le rompe; la capa superior vítrea es borato de aluminio, y por abajo se halla una masa cavernosa formado de aluminio, aleacion de aluminio y boro, y por fin, cristales de boro implantados en toda la masa. Se trata sucesivamente por soluciones de hidróxido de sodio, ácido clorhídrico, ácido nítrico y fluorhídrico, que toman el aluminio sin que esté atacado por ninguno de estos reactivos el boro cristalizado. Los cristales así purificados son muy brillantes, teniendo á veces 4 ó 5 milímetros de diámetros.

2º PROPIEDADES FÍSICAS. El boro amorfo es un polvo verdoso infusible á todas temperaturas de nuestros hornillos.

El boro cristalizado se ha obtenido en tres variedades: 1º En forma de hojas con brillo del diamante, negras, opacas; las hojitas muy delgadas son traslucientes. Es tan duro que raya el corund y aun el diamante, sea que no es tan duro como es'e. Esta variedad contiene 2,4 por ciento de carbono y fórmase cuando el calor era demasiado fuerte durante la preparacion. 2º Otra variedad consta de cristales enteramente incoloras que por su union mutua forman prismas picoteados así como una sierra. Poseen en sumo grado el brillo del diamante, mas no son tan duros como los cristales de la variedad anterior. Contienen en término medio: 4,2 por ciento de carbono (1) y 6,7 de aluminio. La 3ª variedad es la que encierra algo de óxido de aluminio. Es una

(1) Las cantidades cortas de carbono en el boro cristalizada existen en el estado cristalizado, ó como lo suponen varios químicos en el de diamante. Pero siendo el boro cristalizado, tetragonal ó cuadrá i o, seguiría que el carbono cristalizado es trimorfo, es decir regular, tetragonal y hexagonal.

masa roja hasta parduzca, que se compone de cristaliticos íntimamente agregados, es igualmente dura que la clase de diamante que se llama "Boort" y muy semejante á ella. Esta variedad es la mas dura.

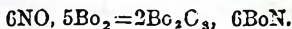
Los cristales pertenecen al sistema cuadrático, los cristales mayores son á veces combinaciones de individuos menores y dejan ver el fenómeno de la refraccion doble.

El boro cristalizado es igualmente infusible que el amorfo. Sometido á la accion de una pila de muchos elementos, se infla como el diamante ántes de arder.—Como el carbono, el boro no es soluble mas que en un metal en fusion. El aluminio es el disolvente del boro.

3º PROPIEDADES QUÍMICAS. El boro es trivalente. Con los halógenos, cloro y bromo, se une el boro amorfo directamente á temperatura ordinaria, produciendo con desarrollo de luz y calor los compuestos: BoCl_3 y BoBr_3 . El boro amorfo descompone tambien el gas ácido clorhídrico con desprendimiento de calor y luz. Por via indirecta se obtiene fácilmente el fluorido BoFl_3 . El iodo y el ácido iodhídrico no tienen al parecer accion sobre el boro.

En estado amorfo arde rápidamente en el aire ó el oxígeno y se transforma en anhídrido bórico en una temperatura poco elevada, en particular si no se ha calentado ántes en el vacío ó una corriente de gas hidrógeno, en cuyo último caso no es tan fácilmente combustible. Candente el boro descompone el agua con desprendimiento de gas hidrógeno.

Hácia el azufre y el ácido sulfhídrico se conduce como con el oxígeno y el agua. Notable es la propiedad del boro amorfo, de absorber el nitrógeno al rojo oscuro con desarrollo de calor y luz, dando nitrido de boro. Si se reemplaza el nitrógeno libre con el óxido de nitrógeno es aun mas brillante el fenómeno. Absorbiendo el boro, á la par el nitrógeno y el oxígeno da anhídrido bórico y nitrido de boro.



El boro amorfo es un reductor enérgico como el carbono; calentado con el sulfido de plomo, da sulfido de boro y plomo metálico. Con los cloridos de plomo, mercurio, plata pone el metal en libertad y se transforma en clorido. No obra sin embargo sobre el iodido de mercurio ó plata.

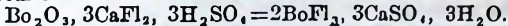
El boro cristalizado es mucho menos activo que el amorfo. Arde en el cloro si está enrojecido. No arde en el aire ú oxígeno si no á una temperatura muy elevada, y la combustion se hace muy difícilmente, ademas de ser solo superficial. No ataca los ácidos ni las mezclas de ellos. Obra al rojo sobre el sulfato ácido de potasio, el carbonato ó el hidróxido de sodio.

4º ESTADO NATURAL. El boro se encuentra en la naturaleza solo en estado de ácido bórico, de boratos y de borosilicatos. El borato mas importante es el *borax ó atincar (tincal)* ($\text{Na}_2\text{Bo}_4\text{O}_{10}$, +10 ag), se halla en varias partes de Persia y del Tibet en la

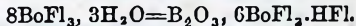
superficie del terreno y disuelto en el fondo de algunos lagos salados y en muchas aguas termales, con abundancia se encuentra tambien en Potosí, en las aguas de las minas Viquintizon y Escapa. Otros minerales del boro son la *hidroboreocalcita* ($\text{CaBo}_2\text{O}_7 + 6 \text{ ag}$), la *boronatrocacita* ($2\text{CaBo}_2\text{O}_7 + \text{Na}_2\text{Bo}_2\text{O}_7 + 18 \text{ ag}$), la *hidroboreacita* ($\text{Ca}_2\text{Bo}_6\text{O}_{11} + \text{Mg}_2\text{Bo}_6\text{O}_{11} + 12 \text{ ag}$); todos estos tres minerales parecen frecuentes en el Perú, sobre todo la hidroboreacita ó hayesina. Esta se ha encontrado á unas veinte leguas de Iquique, en medio del mismo llano donde se explota el salitre peruano (1). La *boracita* ($\text{Mg}_2\text{B}_4\text{O}_{10} + \text{MgCl}_2$) se halla en Lueneburg y Seegeberg en Holstein, la *datolita* [$3\text{Ca}(\text{BO}_2)_2 + \text{Ca}_2\text{Si}_2\text{O}_7 + 3\text{H}_2\text{O}$] en Módena, Noruegia, Suecia &c.

COMPUESTOS DEL BORO CON LOS HALÓGENOS.

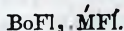
Fluorido de boro, BoFl_3 , se obtiene calentando en un globito de vidrio una mezcla de anhídrido bórico fundido y pulverizado con fluorido de calcio en un grande exceso de ácido sulfúrico en su máximo de concentracion. El gas se desprende y se le recoje en una cuba de mercurio.



El fluorido de boro es un gas incoloro, que cuenta por densidad 94 (2,312, aire=1). Es sumamente ávido de la humedad: al contacto del aire derrama vapores espesos absorbiendo el agua de la atmósfera. Una probeta de este gas abierta en la cuba de agua se rompe subiendo instantáneamente el agua hasta su vértice. Puede determinar la formacion del agua á espensas del oxígeno é hidrógeno de un cuerpo orgánico: así es que el papel se carboniza al punto que se le introduce en una probeta llena de fluorido de boro.—El agua puede disolver mas de 800 veces su volumen de este gas. El compuesto que encierra tiene por fórmula $2\text{BoFl}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$. Si se añade mayor cantidad de agua, fórmase ácido bórico que se deposita, y ácido *hidrofluobórico* por la reaccion:



Este ácido hidrofluobórico es un ácido muy enérgico, formando con los óxidos é hidróxidos básicos fluoroboratos cuya fórmula general es:



El fluorido de boro no le descomponen los metales en general; si bieu el potasio le reduce dando boro y fluorido doble de boro y potasio ($\text{KFl} \cdot \text{BoFl}_2$).—Absorbe el gas amoníaco á la tem-

(1) Allí se ve un terreno como de dos leguas cuadradas de estension cubierto de una capa de sal tan blanca como la nieve, de una cuarta de vara de grueso, debajo de la cual se halla otra de terreno movedizo, en su mayor parte compuesta de hidroboreacita. En el mismo paraje se halla cantidad muy considerable de árboles y arbustos secos restos de una vejetacion muy antigua muerta. La hidreboreacita forma actualmente un ramo de exportacion en el Perú.

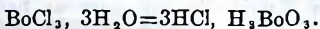
peratura ordinaria formando un compuesto sólido blanco opaco (NH_3BoFl_3). Por mas de amoniaco le transforma en un líquido [$2(\text{NH}_2)\text{BoFl}_3$ y $3(\text{NH}_3)\text{BoFl}_3$] que en calor da de nuevo el fluorido amoniacal blanco y sólido con desprendimiento de amoniaco.

Los óxidos metálicos enrojados le descomponen dando fluoridos y boratos.

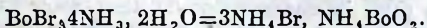
El fluorido de boro tinte la llama de verde, permitiendo esta reaccion reconocer señales de ácido bórico ó de boratos.

Clorido de boro, BoCl_3 . Este cuerpo se origina, como lo dejamos señalado arriba, en la accion del cloro y ácido clorhídrico sobre el boro amorfo. Woehler y Deville le han obtenido en estado líquido pasando una corriente de cloro seco por boro amorfo calentado en un tubo de vidrio (fig. 76), el vapor iba á condensarse en un tubo de Y rodeado de una mezcla refrigerante y terminado por su parte inferior en un frasquito tambien enfriado. La reaccion se hace con calor y luz.

El clorido de boro puro es un líquido muy móvil y muy refringente, cuya densidad es 1,35 á 0°. Entra en ebullicion á 17° bajo la presion atmosférica ordinaria. Es sumamente dilatible, la densidad de su vapor es 58 ó 4,07 (aire=1).



Bromido de boro, BoBr_3 . Fue preparado por Woehler y Deville, haciendo obrar el bromo sobre el boro amorfo. Es un líquido muy fluido de densidad 2,69, hirviendo á 90° bajo la presion atmosférica ordinaria. La densidad de su vapor es 121 ó 8,78 (aire=1). Humea al aire, se descompone con el agua en ácido bórico y bromhídrico. Con el amoniaco produce una sustancia blanca, que se convierte en presencia del agua en bromido y bromato de amonio.



Iodido de boro, BoI_3 , aun no se ha preparado con certeza. Calentando fuertemente el boro con el iodo se produce una sustancia que parece ser mas bien un oxiodido que un iodido de boro. Si se calienta una mezcla de polvo de carbon y anhídrido bórico fundido en los vapores del iodo fórmase un sublimado amarillo que tal vez es el iodido de boro.

COMPUESTOS DEL BORO CON EL OXÍGENO É HIDRÓGENO.

Conócese solo un óxido de boro, el anhídrido bórico. Este forma con el agua el ácido bórico normal H_3BO_3 , de que se derivan diferentes ácidos por sustraccion de agua,

Anhidrido bórico B_2O_3 .

Sin. Borsaeureanhydrid, boric anhydride, anhydride borique.

1º PREPARACION. Fórmase este anhidrido quemando el boro en el oxígeno ú^o óxido de nitrógeno; pero se prepara mas fácilmente calcinando el ácido bórico en crisol de barro ó platino.

Propiedades. El anhidrido bórico es una masa incolora, trasparente, vítrea. En calor rojo vivo se volatiliza lentamente. Al contacto del aire pierde poco á poco su transparencia cubriéndose con una capa de ácido bórico. Su densidad es 1,83.

Uso del anhidrido bórico. Ebelmen y otros han utilizado la volatilizacion fácil del anhidrido bórico al rojo blanco para producir artificialmente piedras preciosas, tales como el corindon, rubí, espinelo, la crisolita &c. Disolvia, por ejemplo, el óxido de aluminio en el anhidrido bórico fundido y luego determinaba la evaporacion lenta del anhidrido en un horno de porcelana; el óxido de aluminio se cristalizaba lentamente formando el corindon.—Deville y Caron, haciendo reaccionar sobre el anhidrido bórico á altísima temperatura fluoridos metálicos volátiles que dan fluorido de boro gaseoso, han podido producir el corindon, rubí, záfiro, circono, cinofano, sobóxido de hierro cristalizado, la ganita y otros.

Acido bórico H_2BO_3 .

Sin. Borsaeure; boric acid; acide borique.

1º PREPARACION. Antiguamente se estraiía el ácido bórico del borax de las Indias orientales; pero en el dia se le saca todo de las pequeñas lagunas (*laguni*) de la Toscana. El terreno de una parte de este gran ducado tiene sobre una estension de 10 millas muchas grietas de donde salen sin cesar chorros de gases y vapores (*sulfioni*) cuya temperatura es de unos 100º.

Hoefer y Mascagny fueron los primeros que descubrieron en 1776 la importancia de estos manantiales naturales sumamente numerosos en el valle circular los montes de Castelnuovo. Estas lagunas no están explotadas sino desde el principio de este siglo. Sinembargo la explotacion no era lucrativa sino despues de venir estos terrenos en la posesion del conde Larderello, á quien dan ahora mas ganancias, que las minas de plata y oro del Perú y Méjico á sus poseedores. La dificultad principal para una fabricacion provechosa era al principio la falta de combustibles en estas regiones estériles, mas Larderello se valió en seguida del calor del los vapores naturales mismos para evaporar y cristalizar el ácido bórico.

Para obtener el ácido bórico se hacen al rededor de estos respiradores pequeños estanques de mampostería tosca (fig. 77) con barro, conduciendo despues á la laguna mas elevada agua de fuente, que pasa luego sucesivamente á las demas dis-

puestas en gradas. Estas lagunas que tienen de 10 á 20 metros de diámetro, estan distantes entre sí de 50 á 200 metros. El agua penetra á ratos en las grietas, pero en breve la espulsan los gases y vapores subterráneos cuya temperatura está comprendida entre 92 y 99°. A las 24 horas de movimientos tumultuosos está casi hirviendo el agua de la laguna superior, que contiene entonces cosa de 1 por ciento de ácido bórico, se la conduce por tubos de madera á otro estanque en que recibe tambien al mismo tiempo el vapor del segundo respiradero, y despues pasa sucesivamente á los otros estanques en que se enriquece mas y mas hasta señalar 1°,3 en el areómetro de Beaumé. Dirigece entonces á estanques E y F, donde se aclara por el reposo, dejando todas las materias terreas en suspension. Se recibe despues el líquido en depósitos G de plomo calentado; por el calor de los respiraderos tan poco importantes que no sirven para otra cosa.

Desde algunos años acá se ha reemplazado estos estanques con una inmensa balsa de plomo que tiene 85 metros de larga y 2 ancho y que ligeramente inclinada presenta ondulaciones, pudiendo evaporar hasta 2,000 litros de agua en 24 horas; el líquido corre gota á gota desde la parte mas baja de esta balsa á una caldera en que se acaba la concentracion. La disolucion evaporada del modo debido se lleva á unos cristalizadores donde se deposita el ácido en pajillas, á la par que las impurezas, como sulfatos de magnesio, caleio, amonio y hierro. El ácido bórico así obtenido contiene 18 á 25 por ciento de impurezas. Se le seca en estufas calentadas por los vapores de otros respiraderos siendo entonces bueno para la preparacion del borax artificial.

Purificacion. Para purificar el ácido bórico impuro se le trata en caliente por el carbonato de sodio; se forma borato del mismo y se desprende anhídrido carbónico. Se evapora en seguida la disolucion y se purifica la sal por medio de muchas cristalizaciones. Para estraer de ellas el ácido bórico puro basta disolver una parte de borato sódico en 2½ de agua hirviendo y echar ácido clorhídrico hasta que el licor tiña el tornasol de rojo acebollado. El ácido bórico se cristaliza al enfriarse, se le lava en agua fria, y despues se le disuelve y cristaliza nuevamente.

2° PROPIEDADES FÍSICAS. El ácido bórico se presenta en forma de laminitas brillantes, hexagonales que pertenecen al sistema triclinio. Su densidad es 1,479.

El ácido bórico se disuelve en el agua, una parte del ácido necesita á 19° 25,66 de agua, á 60° 10,16 y á 100° solo 2,97. Al evaporar las disoluciones se volatiliza mucho del ácido bórico, no volátil por sí mismo. Las disoluciones saturadas en frio ponen el tornasol rojo de vino, las saturadas en calor rojo acebollado. Tienen las disoluciones de cúrcuma de pardo.

El alcohol disuelve igualmente el ácido bórico y arde entonces con llama verde; el producto que se forma en esta circunstancia es un éter bórico. La presencia de una básiis impide la coloracion, ni pudiendo originarse este éter, ademas muchos

ácidos, y entre otros el fosfórico y tartárico, estorban también al coloración de la llama alcohólica por el ácido bórico.

3° PROPIEDADES QUÍMICAS. El ácido bórico es un ácido débil y por vía húmeda le desalojan casi todos los demás ácidos minerales de sus compuestos salinos, pero á una temperatura elevada y por vía seca es capaz de espulsar muchos otros ácidos de los suyos por su fijez.

Ningun elemento electronegativo tiene acción sobre el ácido bórico; pero sí actúa á la vez el cloro y el carbono, hay descomposición y formación de clorido de boro y óxido de carbono. El azufre y el sulfido de carbono obran de un modo análogo sobre la mezcla de ácido bórico y carbono.

4° APLICACION. El ácido bórico se emplea principalmente en la preparación del borax y entra en la composición de ciertos vidrios á los cuales comunica propiedades especiales. Sin embargo, el ácido bórico hoy día ya no es más el material único para la fabricación del borax como lo era antes: de la hidroboracita (cfr. pág. 338) se preparan ahora grandes cantidades de esta sal importante para la industria.

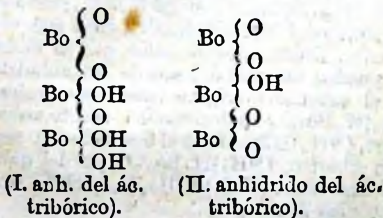
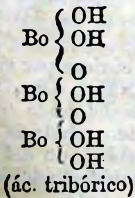
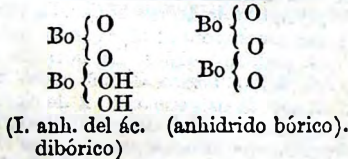
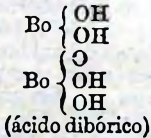
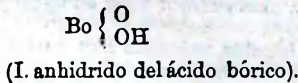
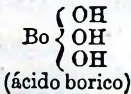
5° ESTADO NATURAL. El ácido bórico, la *sasolina*, se encuentra algunas veces en escamas brillantes en los cráteres de los volcanes, y en forma de depósitos de fuentes calientes (en la isla Vulcano, y en Sasso de Toscana) pero ordinariamente está en disolución en las aguas de pequeños lagos a donde es conducido por chorros de vapor, que al salir de las grietas de la tierra abandonan al agua fría el ácido bórico que arrastraban. (1)

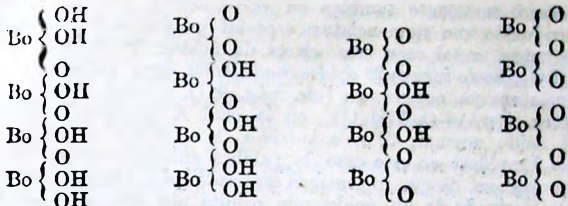
LOS ÁCIDOS Y ANHIDRIDOS DEL ÁCIDO BÓRICO Y LOS BORATOS.

Calentando el ácido bórico, despréndese agua y quedan sucesivamente ácidos muy diferentes, que están sin embargo en una cierta relación regular con el ácido primitivo. Observándose un fe-

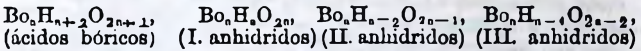
(1) El ácido bórico de los respiradores no existe, según parece, ya formado en el interior de la tierra, sino se produce de ciertos otros compuestos de boro por el influjo del agua. Según Dumas resultaría de la acción del agua marina sobre el sulfido de boro natural, produciéndose ácido bórico y ácido sulfúrico que en su mayor parte se oxida por el oxígeno absorbido por el agua marina; otra parte del ácido sulfúrico se descompone con aislamiento de azufre, y el resto se desprende no alterado. De veras, suele encerrar el gas de los sulfonios 2 por ciento del ácido sulfúrico. La cantidad notable de amoníaco también contenido en los vapores exhalados atribuyen otros á la descomposición del nitrido de boro por los vapores calientes de agua. Hay sin embargo también la posibilidad de que el ácido bórico se aisle de los boratos por el influjo del ácido sulfúrico que suele encontrarse en terrenos volcánicos impregnados con agua. G. Bischof explica la formación del ácido bórico de una manera muy sencilla, suponiendo por una parte la existencia de boratos de calcio y magnesio en las rocas, de las cuales se desprenden estos chorros de vapor y por otra parte su descomposición por el influjo mutuo del vapor de agua, del anhídrido carbónico y del clorido de amonio.

nómeno semejante tambien en otros ácidos polibásicos, se ha introducido una nomenclatura especial para tales derivados. Distingúense en tal caso tres clases de ácidos: 1º el *ácido normal* H_3BO_3 , *ácido bórico*; 2º *ácidos condensados*, cuya naturaleza y nomenclatura ya conocemos (cfr. pág. 361), y cuya fórmula general es $[(nA)-(n-1)H_2O]$ en la cual A significa 1 molécula del ácido normal; 3º *los anhídridos* de estas dos especies de ácidos. Empléase en este caso la palabra anhídrido en un sentido mas estenso, de que lo tenemos explicado (pág. 49); pues significa todo derivado de un ácido, que resulta por sustracion de agua de un ácido. Pero, pudiéndose originar muchísimos varios anhídridos del mismo ácido, necesario es, se distingan unos de otros por nombres diferentes, que dejan ver al momento su naturaleza y composicion química. Con este objeto llámase naturalmente el anhídrido de un ácido *en sentido estricto*, es decir, el de que se ha estraído todo el hidrógeno reemplazable, anhídrido sin otra determinacion ulterior, por ejemplo B_2O_3 = *anhídrido bórico*, los nombres para los demas anhídridos se forman añadiendo al nombre de "anhídrido", primero, el nombre del ácido del cual se ha derivado y segundo, el grado de dehidratacion. En cuanto á esta última circunstancia dícese *primer anhídrido* aquel, que resulta sustrayendo de una molécula del ácido respectivo una de agua, *segundo anhídrido*, aquel, que se obtiene quitando de una molécula del ácido dos de agua, *tercer anhídrido* aquel que nace sacando de una molécula del ácido tres de agua y así del mismo modo para los demas. Así obtendremos para el ácido bórico los siguientes anhídridos y ácidos.





(ác. tetrabórico) (I. anh. del ác. tetrabórico.) (II. anh. del ac. tetrabórico.) (anh. bórico)



Fuera del anhídrido propio (B_2O_3) todos los demás son verdaderos ácidos pues tienen hidrógeno reemplazable por metales. De estos ácidos condensados y de los anhídridos derivados de ellos nunca conocemos todos, pero cada año se descubren nuevos miembros y llenánse mas y mas las lagunas. Del ácido bórico se han analizado hasta el día los siguientes.

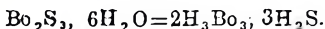
A 100° transformase el ácido bórico en el primer anhídrido del ácido bórico HBo_2 , este se cambia algo sobre 100° en el ácido tetrabórico $H_4Bo_4O_{11}$; entre 140 y 160° se forma el segundo anhídrido de ácido tetrabórico $H_2Bo_4O_7$; á 270° la masa calentada tiene la composición $H_2Bo_{10}O_{25}$ y es por lo tanto el octavo anhídrido del ácido bórico décimo sexto, al calor rojo suelta con efervescencia toda su agua y vuélvese anhídrido, Bo_2O_3 .

Entre los boratos naturales hay varios que corresponden á ácidos ó anhídridos aun no aislados. Así la hidroboraquita se compone de dos boratos de la fórmula $M_2Bo_4O_{11}$, y se deriva del anhídrido sétimo del ácido hexabórico. La borocalcita, hidroboraquita, el borax corresponden al segundo anhídrido del ácido tetrabórico, que podemos aislar. La boracita se deriva del anhídrido segundo del ácido bórico décimo sexto en que están reemplazados 1 átomo de oxígeno por 2 de cloro, pues su fórmula es $Mg_7Bo_{14}O_{20}Cl_2$, y la del dicho anhídrido $H_{14}Bo_{16}O_{31}$.

Artificialmente se consiguen lo mas fácilmente los boratos que corresponden al primer anhídrido del ácido bórico, es decir los de la fórmula general $MBoO_2$; conocemos sin embargo tambien muchos boratos normales, cuya composición se espresa por M_2BoO_3 . Todas aquellas sales, que se llaman generalmente ácidas, pueden referirse á unos de los anhídridos bóricos por ejemplo, el amoniaco origina varias tales sales: $(NH_4)_2HBo_4O_8$ y $(NH_4)_2H_2Bo_4O_8$ se derivan del cuarto anhídrido del ácido tetrabórico, $(NH_4)HBo_4O_8$ es el derivado del segundo anhídrido del ácido dibórico, $(NH_4)H_4Bo_5O_{10}$ el del quinto anhídrido del ácido pentabórico, $(NH_4)H_3Bo_6O_{12}$, el del sexto anhídrido del ácido hexabórico &c.

COMPUESTOS DEL BORO CON FL. AZUFRE, NITRÓGENO Y FÓSFORO.

Sulfido de boro, Bo_2S_3 . Es un cuerpo sólido, blanco, cristalizabile en pequeños filamentos sedosos. No parece ser mas volátil que el anhídrido bórico. Se descompone al contacto del agua segun la reaccion:



Fremy, le ha preparado en estado cristalizado pasando una corriente de sulfido de carbono en vapor por una mezela de carbono y anhídrido bórico enrojecida en un tubo de porcelana. Berzelius le obtuvo primeramente en estado amorfo, en forma de una masa blanca opaca enrojeciendo el boro en el vapor de azufre.

Nitrido de boro, BoN . Se le obtiene calentando el boro amorfo al rojo blanco en el gas nitrógeno. Tambien se forma caldeando el boro amorfo en el gas óxido de nitrógeno, y enrojeciendo el mismo en el amoniaco. Pero por lo comun se le prepara enrojeciendo una mezela íntima y seca de 1 parte de borax calcinado y de 2 de clorido de amonio en un crisol de platino, y cociendo la masa calcinada y pulverizada con mucha agua acidulada por el ácido clorhídrico y lavando, en fin, con agua caliente.

Es un polvo blanco y amorfo, no volatil. Calentado al borde de una llama deja ver excelentemente el fenómeno de fosforescencia. Posee una notable estabilidad. Los vapores del agua le descomponen al rojo en amoniaco y ácido bórico. Los ácidos le atacan muy dificilmente.

Fosfido de boro no se conoce con certeza: Dragendorf supone la existencia de tal en la masa que resulta en la descomposicion del borax por el fósforo á la temperatura de fusion de aquella sal.

LOS DEMAS COMPUESTOS DEL BORO.

Caldeando el anhídrido bórico en el clorido de boro á 150° fórmasse el *oxiclorido de boro* BoOCl ; el *oxibromido* BoOBr se origina en condiciones análogas.

Únese el anhídrido y el ácido bórico tambien á los ácidos. De tales compuestos se han analizado los dos: $(5\text{Bo}_2\text{O}_3, 2\text{H}_2\text{SO}_4)$ y $(\text{H}_2\text{BoO}_2, \text{H}_3\text{PO}_4)$.

CAPITULO VI.

LOS ELEMENTOS ELECTRONEGATIVOS TETRAVALENTES: CARBONO, SILICIO,
TITANO, ZIRCONIO, ESTAÑO.

ARTICULO V.

CARBONO Y SUS COMPUESTOS CON LOS ELEMENTOS DE LOS GRUPOS
ANTERIORES.

. Carbono C.

Sin. Kohlenstoff; carbon; carbone.

El carbono de los químicos no es otra cosa sino el carbon químicamente puro. El carbono se nos presenta, como ningun otro elemento, en aspectos tan múltiples y variados (diamante, plumbáquina, hollin &c.) que no se tuviesen por la misma sustancia, sino por las mismas reacciones y combinaciones que producen igualmente todas las especies de carbonó, se probaria con evidencia su identidad química ó sustancial. Entre los caracteres físicos que ofrece el carbono bajo estos diversos estados, hay un crecido número de ellos, como el color, la densidad, la dureza, la conductibilidad por el calor y la electricidad &c. que se diferencian de tal modo que nos será necesario estudiar por separado sus diversas variedades en cuanto á sus propiedades físicas y su preparacion ó estado natural.

I. CARBONES NATURALES.

1º *Diamante.*

Por mucho tiempo quedó la naturaleza de este mineral desconocida. La academia de Florencia comprobó por primera vez en 1694, que se volatiliza quemándose en el foco de un espejo ustorio (1). Lavoisier halló en seguida que el diamante forma por la combustion en el oxígeno puro anhídrido carbónico, y que es por lo propio carbono en su estado mas puro. Aun con mas exactitud demostró Davy que el anhídrido carbónico es el *único* producto de su combustion.

Encuétrase el diamante en las arenas de aluvion de las Indias orientales, en las islas de Bórneo, Súmatra, en los montes Urales, en el Brasil (Minas-Geraés cerca de Tejuco), Carolina del Norte, California, Méjico (en la Sierra Madre), en la República de

(1) Ya J. Newton habia concluido del poder refringente sumo del diamante, que sea un combustible.

Transvaal (Africa del Sur). El lecho primitivo del diamante parece ser la itacolumita, especie de pizarra cuarzosa.

PROPIEDADES. El diamante siempre está cristalizado en octaedros regulares ó en cristales de *veinticuatro* ó *cuarenta y ocho* caras (ikositetraedro y hexakistooctaedro). Las mas veces sus caras son curvas, lo cual no se ha esplicado todavía de un modo satisfactorio. El diamante es muy refringente, consistiendo en su poder dispersivo los juegos de luz tan buscados en la joyería, las cuales se multiplican tallándole de modo que se aumente el número de las facetas. Generalmente es incoloro, si bien algunas veces se hallan diamantes amarillos, que vuélvense mas y mas oscuros hasta pardos, muy escasos son los azules, verdes, rosas; enteramente negros se encuentran en la Bahía (Brasil). El polvo del diamante es gris oscuro. Esceptuando tal vez el boro cristalizado, el diamante es el mas duro de los cuerpos conocidos, raya á todos los demas y ninguno le raya, pero al mismo tiempo es muy quebradizo. Solo puede gastarse por sus polvos propios ó los de boro. Su densidad varía de 3,50 á 3,55. Es mal conductor del calor y la electricidad, pero vuélvese eléctrico por frotacion. No se puede fundir ni volatilizar. Cuando se le calienta en el vacío ó en un gas inerte entre los dos polos de una pila galvánica muy fuerte, formados de carbon de, retortas, se pone candente y brilla con una luz insoportable, se infla, se disgrega en varios fragmentos, y deja despues de frio grafito (Berthelot) ó segun otros una masa semejante al cok, que proviene de las ullas bituminosas.

Calentado al aire empieza á quemarse á la temperatura de fusion de la plata, y deja el diamante no enteramente claro un residuo de 0,05-0,2 por ciento de ceniza rojiza.

USOS. Ademas de su uso en la joyería (1), sirve tambien el diamante para hara hacer ejes de relojes, puntos de herramientas para taladrar ó grabar las piedras duras y cortar el vidrio. Para este uso se emplea un diamante bruto montado con estaño en la estremidad de un utensilio: presenta hácia adelante una arista curva que corriendo por el vidrio penetra como una cuña en la raya producida por el frotamiento y produce una línea muy fina. Basta apoyar en falso sobre las dos partes separadas

(1) Los diamantes mas gruesos conocidos son: el del Rayá de Matun en Borneo, que pesa 300 quilates ó 63 gramos; el del gran Mogoo pesa 279 quilates, el del emperador de Rusia 193, el del emperador de Austria 139, el de la corona de la Francia, el Regente, 137; este último es uno de los mas hermosos brillantes por su claridad, y hállase en listado en el inventario de la corona de Francia con el precio de 8 millones de francos; en verdad le compró Felipe de Orleans, regente de Francia, por 2 millones y medio. Todos los diamantes enumerados vienen de las Indias orientales; en el Brasil, que produce hoy la mayor cantidad de diamantes, se han hallado solo dos de grueso notable. El uno de estos, que todavía no está tallado, pesa 95 quilates, el otro descubierto en 1853 pertenece al joyero Halphen en Paris, pesaba en estado natural 254 quilates, y ahora tallado 125, valiendo unos 7 millones de francos. La talla suele disminuir la mitad del peso del diamante natural.

por esta línea para que la lámina se parta, quedando lisa enteramente la fractura.—Los diamantes negros durísimos engastados en la punta de herramientas de acero, permiten trabajar en el torno los trozos muy duros de pórfidos.

2º Grafito ó plumbáquina.

PROPIEDADES. El grafito es otra especie de carbono cristalino y casi puro. Se presenta en forma de pajitas brillantes de un gris de acero ó en masas hojosas que pertenecen al sistema hexagonal. Se puede rayar con la uña y deja en el papel una señal negra, porque las laminillas que le constituyen se desagregan y adhieren al papel. Su densidad es 1,8 á 2,5. Conduce bien el calor y la electricidad; no arde en el oxígeno sino á una temperatura elevada.

ESTADO NATURAL Y PREPARACION ARTIFICIAL. Se halla el grafito casi en todos los países en terrenos primitivos de granito, gneis y caliza granuda, en lajas, vetas y rifiones, y aun diseminada en partículas de todo tamaño, tambien en pizarras de transicion, como en Borrowdale en Cumberland, y en la formacion carbonífera como en Cumnock en Airshire. Antes se extraian las mayores cantidades de grafito de Borrowdale y de Passau en Baviera; mas en los últimos decenios se han hecho mucho mas notables las explotaciones de grafito en la isla Ceilon (produccion anual 4940000 kilógr.), al lado del rio Tunguska en Siberia, en Austria (produccion anual 7486600 kilóg.) De muy excelente calidad es el grafito del Brasil y tambien el de Ticonderoga en el estado de Nueva York.

Artificialmente se obtiene el grafito en varios procedimientos: el hierro fundido saturado de carbon abandona al solidificarse lentamente, cierta cantidad de grafito en forma de pajillas hexagonales de un gris negruzco, á las cuales debe su color la fudicion gris.—Haciendo pasar una corriente de clorido de carbono por encima de hierro colado fundido, las primeras partes del carbono, aislado del clorido, se disuelven en el hierro, pero despues de saturado esto sigue segregándose el carbono cristalizado en el mismo grado que se disminuye la cantidad del hierro por el influjo del clorido de carbono. Se engendra, en fin, enrojeciendo con nitrato de potasio los residuos de la evaporacion de las aguas madres que quedan en la fabricacion del carbonato de sodio,

PURIFICACION. El grafito natural nunca está puro, pero es sumamente variable la cantidad de las impurezas (principalmente anhídrido sílico, silicatos de aluminio, hierro, tierraalcalinos y alcalinos, sesquióxido de hierro y sulfatos). Las especies mejores dejan al quemarse 0,5-3 por ciento de cenizas, al paso que otras dan 40 á 50 por ciento. La purificacion se hace por procedimientos solo químicos ó químicos y mecánicos, segun la calidad del grafito. Los procedimientos químicos mas usados son los siguientes. Enrojeciendo el grafito en retortas de barro se transforma el sesquióxido de hierro en hierro metálico y los sulfatos en sulfi-

dos y pueden extraerse por ácidos.—Segun Loowe se eurojece el grafito con la doble cantidad de carbonato de potasio ó sodio, y estrae en seguida los silicatos alcalinos con agua hirviendo, despues se diluio ó clorhídrico concentrado, se filtra y lava con agua pura: la misma operacion se repite tres veces.—Digeriendo primero el grafito con ácidos y fundiéndole luego con hidróxido de potasio y lavando la masa con agua, obtuvo Brodie un producto que tenia 99,96 por ciento de carbono. Y en estado sumamente dividido se le consigue, mezclando el material gruesamente pulverizado con $\frac{1}{4}$ de su peso de clorato de potasio, echándole en ácido sulfúrico concentrado y calentándolo todo en el baño de agua, hasta que cese todo el desprendimiento de compuestos clorosos, en seguida se añade muy poco de fluorido de sodio en términos de sacar el ácido silícico y se filtra, lava y seca.

USO. El grafito sirve para la fabricacion de los tapices. Mezclada la plomágina con arena refractaria, se emplea en la fabricacion de los crisoles en los cuales se funden los metales. Reducida á polvos finos y diluida con un poco de aceite ennegrece los objetos de hierro, palastro ó fundicion, tales como los cañones de estufa, las trampillas de chimenea &a. Amasada con materias grasas da una pasta útil para disminuir los frotamientos de los ejes de carruajes, goznes &a. Sirve, sobre todo, la plomágina purificada segun el método de Brodie, para moderar la frotacion en ciertas piezas de relojería. Empléase para pulimentar la pólvora. El grafito se utiliza, por fin, en la galvanoplástica para *metalizar* las superficies, así se pueden tomar impresiones y grabados galvanoplásticos de objetos de cera, yeso, caucho &a. despues cubrirles ligeramete con polvo muy fino de plomágina. La quo se ha purificado segun el procedimiento de Brodie conduce notablemente mejor la electricidad, que la plomágina ordinaria.

3º Carbon amorfo.

Señalaremos aquí las especies de carbon, que se abrazan por el nombre comun de "carbon fósil" y son los productos de una oxidacion lenta mas ó ménos completa de los restos orgánicos vegetales. Así es que encierran fuera de las sustancias inorgánicas, que hay en todas las plantas, tambien algo de hidrógeno, oxígeno y nitrógeno.

Antracita. Es una masa compacta y dura, brillante, negra de un lustre semimetálico, de la densidad de 2 próximamente. Solo arde cuando la combustion es bastante rápida para elevar mucho la temperatura, pero desprende entónces grande cantidad de calor siendo por esto un excelente combustible cuando hay un tiro suficiente.

Contiene entre los carbonos fósiles lo ménos de hidrógeno y oxígeno, unos 8 por ciento, no tiene nada ó casi nada de betun y por tanto ardiendo no despidе vapor ni humo.

Se la encuentra comunmente en los terrenos anteriores al carbonífero, pero á veces tambien en mas recientes que éste, por

ejemplo, hasta en los terciarios, si las condiciones para la descomposición eran excepcionalmente favorables.

Ulla ó carbon de piedra. Esta especie de carbon se presenta por lo general en masas sobrepuestas de un negro brillante; su densidad es de 1,16 ú 1,6. Se halla en los terrenos superiores al carbonífero hasta el piso jurásico y aun terciario, y forma en el seno de la tierra acumulaciones en capas mas extendidas y abundantes, que ningun otro carbon fósil. No es tan pura como la antracita, contiene solamente de 75 á 98 por ciento de carbono, y encierra betun, por lo que arde con una llama mas ó menos fuliginosa, esparciendo olor empíreumático.

Ciertas ullas llamadas *grasas* de llama larga se reblandecen ardiendo y se inflan mucho, 1 kilogramo de ulla *grasa* puede desprender 8,600 calorías. Las ullas *secas* son generalmente de llama corta y desarrollan ménos calor: 1 kilogramo de ulla *seca* desprende como 7,300 calorías.

Ademas de su uso como combustible, la ulla sirve para la fabricacion del cok y preparacion del gas de alumbrado, los productos condensables como agua amoniacal, bencina, aceites y breas, que se desprenden al mismo tiempo que el gas de alumbrado, se utilizan de mil modos.

Lignitos. Mientras que en las ullas se ha perdido toda forma y estructura interior de los vegetales de donde provienen, la conservan todavia mas ó ménos perfectamente los lignitos, siendo muy incompletamente carbonizados. Su color suele ser pardo hasta negro. Por ser muy ricos en betun arden con una llama larga, aunque poco caliente, acompañada de un humo oscuro de olor desagradable. Tiene solo 60-70 por ciento de carbono, se halla en los terrenos terciarios.

El azabache natural, empleado como adornos de luto (alfileres, botones, collares y pendientes), no es mas que una variedad de lignito negro, reluciente, bastante duro para poderse trabajar al torno y pulimentarse.

El carbon de Boghead ó de Torbanehill, en Escocia, aunque se halle en el lecho de la ulla verdadera, por sus propiedades se le numera con mas razon entre los lignitos. Bajo el microscopio deja observar la estructura vegetal, es sumamente rico en betun, tiene 60 á 65 por ciento de carbono. Tambien por su aspecto exterior y los fenómenos que produce al arder se asemeja completamente á los lignitos. Esta especie de carbon es uno de los materiales mas apreciados para la fabricacion del gas de alumbrado.

Turba. Ella es de origen mas reciente entre los carbonos fósiles. Está formada casi esclusivamente de vegetales que crecen en los pantanos y contiene grandísima cantidad de materias extrañas. Arde con lentitud y por consecuencia produce solo una ténue elevacion de temperatura, lo cual consiste en que es esponjosa y encierra mucha agua higrométrica. Secándola y comprimiéndola se hace sin embargo un excelente combustible de precio ínfimo, y aun se puede hacer un carbon capaz de sustituir la leña.

II. CARBONES ARTIFICIALES.

1º Cok.

El cok es el carbon de la ulla y se prepara no solo accidentalmente por la calcinacion de la ulla en vasija tapada en las fábricas del gas de alumbrado, sino tambien por la combustion incompleta de la ulla recojida en pilas (fig. 78) y en hornos especialmente contruidos para este fin (79). El cok es gris negrozco, muchas veces empañado y dotado de un brillo metálico. Conserva la forma de la ulla cuando proviene de ullas secas, y por el contrario está inflado si de las ullas grasas. El que procede de la fabricacion del gas de alumbrado es muy lijero, y bueno para el uso casero, pero el calor que dá es insuficiente para el caldeo de las locomotoras, ó fábricas, siendo entónces preferible el cok mas denso otenido por el procedimiento de las pilas y hornos.

Bajo respecto físico, el cok se acerca mucho al grafito; conduce bien la electricidad y el calor, y tanto mejor cuando está mas denso, por lo propio no se enciende sino con dificultad, pero da ardiendo un calor muy intenso. Por su poder conducente para la electricidad sirve para la fabricacion de los cilindros de carbon de las pilas galvánicas de Bunsen.

Químicamente, el cok es ulla, ménos las sustancias volátiles de ella; sinembargo suele contener todavía rastros de hidrógeno y oxígeno, ademas poco de azufre procedente del sulfido de las ullas. El cok bueno contiene 90 y mas por ciento de carbono, 100 kilogramos de ulla dan unos 60 de cok próximamente.

2º Carbon de la retorta.

Así se llama el carbon que incrusta las paredes interiores de las retortas del gas del alumbrado pasando á menudo su grueso de quince centímetros. Resulta de la descomposicion de los carbidos de hidrógeno, que al contacto de las paredes en extremo calentados dan carbon é hidrógeno ó compuestos no tan ricos en carbono.

El carbon de las retortas es tambien un carbon grafitoso, que conduce bien la electricidad y el calor y es por esta razon difícil de encender. La parte que toca inmediatamente á la pared de la retorta es tan dura que dá chispas al acero, su densidad es casi igual al del grafito, á saber, 2,356. No contiene ni señales de hidrógeno ú oxígeno, al quemar deja 0,3 por ciento de sesquióxido de hierro, correspondiente á 0,2 de hierro proveniente de las paredes de las retortas.

Sirve igualmente para la fabricacion de los cilindros de carbon, que forma uno de los polos en la pila de Bunsen, así como para la preparacion de los electrodos, prismas pequeños de carbon, en los cuales se hace saltar la luz eléctrica. Se utiliza ademas en la formacion de crisoles, tubos y vasos infusibles, y se le puede emplear ventajosamente como combustible en los



laboratorios, cuando se dispone de una chimenea de buen tiro, porque merced á su grande densidad produce ardiendo un calor intensísimo en un reducido espacio y de consiguiente da una temperatura mas elevada que niugun otro combustible. Tiene ademas la ventaja de dejar ningunas ó solo poquísimas cenizas, y por lo mismo de no atacar los crisoles, que la ulla y el cok deterioran muy pronto con las escorias que dejan por residuo.

3º Carbon de leña.

Este carbon es el residuo de la destilacion, llamada "seca", de la leña ó de su combustion incompleta.

PREPARACION POR DESTILACION. Con este objeto se calienta fuertemente la madera ó leña en retortas cilíndricas. La sustancia leñosa consta esencialmente de una sustancia llamada celulosa ($C_6H_{10}O_5$) que en el calor debidamente elevado pierde todo su hidrógeno y oxígeno en forma de compuestos gaseosos, líquidos ó sólidos que arrastran siempre consigo tambien una parte del carbono y deja un residuo que consta del resto de carbono y de las sustancias inorgánicas no volátiles en la temperatura á que se hace la destilacion. Si bien la leña no tiene una composicion constante, la de la que está seca se separa poco de la siguiente:

Carbon	46,871
Hidrógeno	5,570
Oxígeno	44,656
Ceniza	2,903

100,000

El contenido de agua en las leñas, no secadas en temperaturas elevadas, es muy diferente, segun la especie de la leña, del tiempo de la destronacion &a, en la leña fresca varía entre 18 y 25 por ciento; mas guardando la leña en un lugar seco y abrigado contra la lluvia baja esta cantidad de agua en el tiempo de 2 ó 1 año y medio á 20 ó 15 por ciento.

Los productos, que se volatilizan durante la destilacion seca, son al principio mas ricos en oxígeno, luego se aumenta siempre la cantidad de carbono en ellos. En especial, los productos volátiles de mayor cantidad son los siguientes, y se siguen unos á otros en la misma sucesion en que los ponemos.

Productos gaseosos: CO_2 , anhídrido carbónico,
 CO , óxido de carbono,
 CH_4 , gas de los pantanos,
 C_nH_{2n} , carbidos de la serie del etileno,
 H_2 , es un producto de una descomposicion
 secundaria (pág. 351)

Productos líquidos: H_2O , agua,
 CH_3O , espíritu de leña,

- $C_2H_4O_2$, vinagre de leña,
- $C_2H_6O_2$, acetato de metilo,
- $C_3H_6O_2$, ácido propiónico,
- C_3H_8O , acetono,
- C_6H_6O , ácido fenílico.
- C_6H_6 , benzol,
- aceites empireumáticos, breas &a.

Productos sólidos

- $C_{12}H_{24}$, parafina,
- $C_{10}H_8$, naftalina,
- C_2 , carbon.

• El procedimiento de destilacion en retortas cerradas produce el carbon mejor y mas puro, y la mayor cantidad relativa; pues, si la destilacion se hace á temperaturas lo mas posible bajas por medio de *vapor de agua* se obtienen de 100 partes de leña, secada al aire, 36,5 por ciento de carbon rojo, mas caldeando las retortas *sobre fuego libre* aunque á temperaturas bajas, no se obtiene mas de 14,2 por ciento de carbon rojo y 17,8 de carbon negro; y verificando la destilacion sobre fuego libre y á temperaturas mas elevadas, á fin de conseguir la mas grande produccion de productos líquidos, resultan solo 20-28 por ciento de carbon negro.

Los carbonos producidos por método de destilacion difieren notablemente entre sí segun la temperatura mientras la carbonizacion y la rapidez de la misma.

El carbon rojo parduzco que se obtiene á 260° ya se puede pulverizar y es sumamente combustible, por esta última propiedad se le emplea con preferencia en la fabricacion de la pólvora de caza. Todavía encierra tal carbon 4,6 por ciento de hidrógeno y 24 de oxígeno. En la temperatura de 280 á 350° se ponen los carbonos mas y mas oscuros y en la de 350° resulta un carbon ya enteramente negro. Este ya no estan combustible como el anterior, pero todavía mas que los carbonos obtenidos á temperaturas mas subidas, por eso se le escoge para la pólvora militar, tiene de hidrógeno 3 por ciento y 18 de oxígeno. A 1000° y mas se forman carbonos enteramente negros, densas y compactas y difícil de encender; la que se ha producido á la temperatura de la fusion del platino, da al caer sobre una piedra el sonido del metal, y se quema con grande dificultad. Mas aun á esta altísima temperatura no es posible espulsar, todo el hidrógeno y oxígeno. (1)

En cuanto al influjo de la rapidez mayor ó menor, con que se hace la carbonizacion, hay que notar, que la produccion se disminuye con la rapidez del caldeo, así daban 100 partes de leña calentado paulatinamente. mientras 7 horas á 432° 18,87 par-

(1)

Tiene el carbon form. á la temp.	de la plata fundida (1023°)	2,2 H y 14,2 O
" " "	del oro "	(1259°) 1,7 " 9,3 "
" " "	del acero "	(1300°) 1,6 " 6,5 "
" " "	del hierro "	(1500°) 0,7 " 3,8 "
" " "	del platino "	0,6 " 0,9 "

de carbon, al paso que 100 partes de la misma leña producen solo 8,9 de carbon, cuando se la ponía inmediatamente en una vasija ya calentada de antemano á 432°. Proviene esto de que aumentado rápidamente la temperatura de la leña se volatiliza mas de carbon en estado de combinaciones con el hidrógeno y oxígeno.

Por lo demas, las leñas empleadas en el método de destilacion, que tiene por fin la produccion de un material á propósito para la fabricacion de la pólvora, suelen ser lijeras, como las de arrancan, álamo, sauce y semejantes.

CARBONIZACION POR COMBUSTION INCOMPLETA. Esta se hace lo mas comunmente por el método de las pilas en el paraje mismo de los montes en que se ha cortado la leña, por ser mas pronto y ménos costoso; y así es el que mas se usa, aunque se pierden todos los productos volátiles y el carbon obtenido solo es de unos 17 por ciento.

La construccion de una pila es muy sencilla, al rededor de cuatro grandes maderos verticales (fig. 80) clavados en terreno seco y formando una especie de chimenea, se disponen cañas de leña de unos 60 centímetros de altura apilándolas unas con otras, así se forma una primera capa en la que se sobrepone otra y despues una tercera, de modo que constituya una pila, en la cual se dejan muchas canales horizontales, que van á parar á la chimenea vertical; en seguida se cubre todo ello de hojas, musgo, césped y por remate de una capa de tierra, que solo deja libre la chimenea y las aberturas de las cañas inferiores.

Hecho esto se llena la chimenea de leña inflamada: la combustion se comunica sucesivamente á todas las partes, siendo primero negro el humo, despues mas ó ménos trasparente y al fin de un azul claro, en cuyo caso está concluida la carbonizacion cerca de la chimenea, que se tapa y se abren respiradores á 30 centímetros inferiormente, los cuales se tapan á su vez siendo transparente el humo para abrir otros mas abajo, y así continuando hasta el fin de la pila; completa ya la carbonizacion, se tapan todas las aberturas con tierra y se deja enfriar por 24 horas, al cabo de cuyo tiempo se desbarata la pila y se separa el carbon bien cocido, que es negro y de fractura brillante, de los "tizos" que se distinguen en su color empafado y en resistencia á la ruptura.

En vez de apilar las cañas de leña verticalmente se les puede poner tambien horizontalmente unas sobre otras al rededor de la chimenea, en cuyo último caso es mayor la produccion de carbon, pero la calidad de él es peor y dura mas tiempo la carbonizacion. Por lo tanto ambos modos de acumular las leñas tienen su ventaja bajo diferentes aspectos: lo que se gana en calidad al apilar verticalmente se pierde en cantidad y lo contrario sucede en la disposicion horizontal.

Para el carbonco se escogen las ramas de los árboles que tienen tres ó cinco años. Los troncos delgados son los que dan el carbon llamado "canutillo" que es el preferido por su buena carbonizacion y admitir ménos cuerpos estraños á causa de

su forma, los carbones llamados de "arranque" que son los de raíz y aun de troncos gruesos, no son tan estimados los de rama menuda producen el carbon que se llama generalmente "cisco de tahona," que es residuo de otras fabricaciones y no se prepara directamente.

En la carbonizacion en pilas se forman los mismos productos volátiles, que en la por la destilacion y en algunos lugares benefician estos de un modo ménos perfecto tambien en el método de las pilas. Dependen igualmente aquí las propiedades diferentes del carbon en grande parte de la temperatura durante la carbonizacion.

Preparado el carbon á baja temperatura, v. g. á 400°, conduce mal el calor y la electricidad, pero se inflama muy fácilmente. Producido á alta temperatura (1200–1500°) es buen conductor de aquellos dos agentes, pero solo se inflama al rojo. Esta conductibilidad corrobora el uso de la brasa de los hornos de pan ó del cisco de tahona para poner el conductor de los pararrayos en comunicacion con el suelo. Los carbones malos conductores deben tambien una parte de su fácil inflamabilidad á su contenido mayor de hidrógeno.

La calidad del carbon depende tambien mucho de su densidad y estructura y estas á su vez de la naturaleza de la leña empleada y de la temperatura mientras la carbonizacion. Los carbones mas ligeros, aquellos cuya testura es la mas floja, son en igualdad de temperatura de carbonizacion los peores conductores y los mas fácilmente inflamables. En cuanto al poder calorífico de los carbones, notamos solo que siendo casi la misma la composicion de los diferentes carbones bien cocidos, desprenden en igualdad del peso la misma cantidad de calor; mas siendo igual la rapidez de la combustion la temperatura es mas alta cuanto mas denso es el carbon porque el calor producido está concentrado en un espacio menor.

El carbon de leña posee una curiosa propiedad de absorcion. 1° Segrega de las disoluciones muchas sustancias disueltas, principalmente orgánicas, por ejemplo, las materias colorantes y los alcaloides, se utiliza esta propiedad para la purificacion del azúcar, para quitar del alcohol la esencia empireumática, para hacer potables las aguas cenagosas, y en el análisis de los alcaloides.—2° Aun mayor es el poder de absorcion del carbon recientemente enrojecido para con los gases. Apagando debajo del mercurio un trozo de carbon incandecente para que no pueda entrar el aire en sus poros durante el enfriamiento, é introduciéndolo despues en una probeta llena de gas amoniaco ó clorhídrico (pág. 81): se ve desaparecer el gas en los poros del carbon y llena el mercurio la probeta.

1 vol. de carbon de leña absorbe aproximadamente:

90	vol. de gas amoniaco,
85	„ „ clorhídrico,
65	„ „ anhídrido sulfuroso,
55	„ „ ácido sulfhídrico,
40	„ „ óxido de nitrógeno,

35	„	„	de etileno,
35	„	„	anhidrido carbónico,
9,42	„	„	óxido de carbono,
9,26	„	„	oxígeno,
7,50	„	„	nitrógeno,
5,00	„	„	gas de los pantanos,
1,75	„	„	hidrógeno (1).

El poder de absorcion del carbon es tanto mayor, cuanto mas baja era la temperatura de su carbonizacion, y cuanto mas baja es la temperatura y mas fuerte la presion, durante la absorcion. El carbon que ha absorbido un gas le abandona, á lo ménos en parte, á la temperatura de 100° poco mas ó ménos, ó en el vacío.

Creíase ántes que el carbon era una sustancia sumamente antiséptica, es decir, tal, que impide la putrefaccion de las sustancias animales. Empero, esperiencias directas probaron lo contrario: favorece el polvo de carbon la putrefaccion, mas absorbiendo todos los productos volátiles hace imperceptible el procedimiento; por la misma propiedad de absorber los gases fétidos é inficionadores, los contagios y miasmas se le usa en los hospitales, se le pone en ciertos aparatos "*respiradores*", para hacer inócua la respiracion en lugares pantanosos y otros llenos de miasmas y sustancias volátiles dañosas. Asimismo es útil esta propiedad absorbiente para desinfectar las letrinas, echando en ellas los restos menudos de carbon que provienen de la calcinacion de la turba ó cosas semejantes.

4° Carbon animal.

Con este nombre se significa comunmente el producto de la calcinacion de los huesos en vasija tapada, aunque no contiene mas de 10 á 12 por ciento de carbon, pues el resto se compone de fosfato de cal y magnesio y carbonato de calcio (cfr. 230). Es un cuerpo negro, poroso que conserva la forma de los huesos; así como la sustancia orgánica, materia cartilaginosa, de donde se deriva, es nitrogenado.

La propiedad mas notable del negro animal es su facultad de absorber con mucha rapidez las materias colorantes. En esta accion no destruye de ningun modo el carbon la materia colorante, pudiendo restituirla sin alteracion á oportunos disolventes. En la industria se utiliza esta propiedad en muchos casos, sobre todo para descolorar el jarabe bruto de la caña dulce ó el zumo de remolacha, no dejando estos jarabes cristalizar el azúcar sino con la condicion de haberlo privado de su materia colorante.—No está restringido este poder de absorcion solo á las sustancias colorantes, absorbe muchisimas otras sustancias orgánicas é inorgánicas: quita, por ejemplo, al agua de cal, á las disoluciones de azúcar tratadas con cal apagada todo su hidróxi-

(1) Estos números dejan observar cierta analogía entre la absorcion por el carbon y la disolucion en el agua.

do de calcio, lo que se utiliza igualmente en los ingenios y refinarias de azúcar; saca del agua de fuente las sales terrosas, el iodo de su disolucion en el iodido de potasio, óxidos metálicos de las disoluciones de sus sales, alcaloides &a. En estado de polvo fino sirve el carbon animal de color negro para pintar y entra casi en todas las composiciones del betun para los zapatos y las botas.

Si se formase carbon animal calcinando la materia cartilaginosa aislada ó sustancias semejantes, se obtendria un carbon fundido, brillante, poroso, sin ningun poder absorbiente. Proviene el poder de absorcion que tiene el carbon de huesos del que las sustancias inorgánicas infusibles impiden la union de las partículas del carbon formado de la sustancia orgánica, y lo suministran en un estado de suma division. Tratando el carbon de huesos con el ácido clorhídrico diluido, se disuelven las sales inorgánicas y queda el carbon animal puro, que posee la misma facultad de absorcion, lo que prueba que no se la debe nada á estas sales. Por la misma razon se puede preparar carbon animal igualmente activo tambien de otras sustancias animales, que de los huesos, por ejemplo, de restos de carne, sangre &a. calcinándolas mezcladas intimamente con barro privado de hierro. Sumamente dividido y de grande actividad se le obtiene de una mezcla de restos animales fusibles y sales inorgánicas igualmente fusibles y solubles, estrayendo despues de la carbonizacion estas con el agua (1).

5° Negro de humo ú hollin

Es un polvo negro, muy lijero y muy fino, que retiene fuertemente un poco de materia oleosa, la cual desaparece con un fuerte calor.

El negro de humo es el producto de la combustion incompleta de las resinas, aceites &a. Para prepararle se queman estas sustancias en una marmita de hierro colado (fig. 82) calentado por un hogar F. Se encienden los vapores que dan una llama fuliginosa y penetran en la cámara A, cuyas paredes están cubiertas de telas, en las que se va depositando poco á poco el negro de hollin un cono que se puede bajar con una cuerda exterior, sirve de raspador, haciendo caer el producto obtenido que se recoge.

Se ha perfeccionado este aparato forzando al humo á que

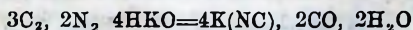
(1) De tal manera se consigue un carbon bueno de la sangre evaporando una mezcla de sangre y de carbonato de potasio y carbonizando luego el rezago y lavándole con agua. Este carbon de la sangre contiene siempre sesquióxido de hierro, se le saca fácilmente con ácido clorhídrico.—Antes se creia que solo el carbon sea distinguido por tal poder energético de absorcion, pero hoy sabemos que la conviene tambien á otros muchos cuerpos, por ser solo un fenómeno de atraccion. Así poseen poder grande de descoloracion el hidróxido de hierro y aluminio, sulfido de plomo precipitado y otros. Sin embargo siendo el carbon un cuerpo enteramente indiferente, se puede usar en todo liquido, ácido neutral ó alcalino.

atraviase sucesivamente muchas cámaras, con lo cual se obtiene en las mas distantes el negro de humo mas fino y mas puro. En los países á donde los pinos abundan, como en la América central, se puede preparar el negro de hollin de muy buena calidad, quemando en un aparato adecuado el ocote ó astillas de pino resinoso.

USOS. La sustancia que nos ocupa puede emplearse al salir de las cámaras, en la pintura de edificios y preparacion de la tinta de imprenta. Para pintura fina y las tintas litográficas se calcina primero el negro de hollin en términos de destruir todas las materias oleosas. El mas fino mezclado con $\frac{3}{4}$ de su peso de arcilla sirve para hacer lápiz negro de los dibujantes. En la fotografía se emplea hoy el negro de carbon con el fin de que no se borren las pruebas tan rápidamente (1).

PROPIEDADES QUÍMICAS DEL CARBONO. El carbono es un elemento por lo general tetratómico y en casos raros diatómico. Van Kerkhoff sospecha que las moléculas del carbono en sus varios estados tengan diferente composicion y atribuye á las moléculas del carbono amorfo la fórmula C_2 , á las del grafito la de C_3 , á las de diamante C_4 . La afinidad del carbono es en las circunstancias ordinarias sumamente débil, mas crece notablemente con la temperatura. Bajo la influencia de la electricidad se puede unir el carbono directamente con el hidrógeno produciendo acetileno (C_2H_2), pero por via indirecta produce un muy crecido número de compuestos hidrogenados llamados *carbidos de hidrógeno* que pertenecen todos á la química orgánica. Por la accion de los halógenos sobre las sustancias orgánicas se obtienen compuestos varios del carbono con el cloro y bromo C_2Cl_4 , C_2Cl_6 , C_2Cl_2 , CCl_4 , &c.

Lo que caracteriza el carbono, bajo cualquiera forma que se halla es, que al calor rojo da combinándose con el oxígeno del aire un producto gaseoso que es óxido de carbono (CO) ó anhídrido carbónico (CO_2) segun que el carbono arde en un exceso de oxígeno ó al contrario el carbono está en el exceso.—El carbon se une tambien directamente al azufre: si en un tubo enrojado que contiene carbon, se pasa vapor de azufre, prodúcese sulfido de carbono. Se combina con el nitrógeno en presencia de los álcalis: así una corriente de nitrógeno que pasa por carbones impregnados de hidróxido de potasio da cianógeno que queda unido al potasio, desprendiéndose óxido de carbono.

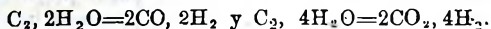


El carbono combinada con el hierro forma el acero y el hierro colado.

El carbono es á temperatura subida un desoxidante poderoso.

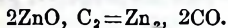
(1) Sorby reduce los diferentes estados del carbon á cuatro modificaciones esencialmente distinguidas, á saber: *diamante* ó carbono octaédrico, peso esp. 3,52, *grafito* ó carbono hexagonal, pes. esp. 2,18, *cok denso* ó carbono cúbico, pes. esp. 1,89, *antracita* [con carbon de leña y hollin] ó carbono cuadrático, pes. esp. 1,76.

so. Así descompone el agua al calor rojo, segun se demuestra pasando vapor de agua en un tubo de porcelana lleno de brasas y calentado al rojo vivo; se ven desprenderse hidrógeno y óxido de carbono mezclado con anhídrido carbónico:

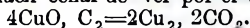


Puede tambien hacerse el experimento introduciendo por medio de unas pinzas un carbon incandescente debajo de una campana llena de agua. Esta descomposicion del agua por el carbon llevado al rojo y la produccion de gases combustibles, explican cómo una corta cantidad de agua proyectada en un fuego intenso aumenta su intensidad en vez de disminuirla. Los herreros utilizan constantemente esta reaccion, rociando su carbon con un poco de agua para activar la combustion. La produccion de óxido de carbono, gas muy deletereo, demuestra igualmente el riesgo que habria en apagar un fuego con agua en un aposento en que no se renueva el aire.

El carbono incandescente descompone el ácido nítrico y los nitratos, así un carbon encendido situado encima de un vaso con pié que contiene ácido nítrico muy concentrado, arde con tanta intensidad como en el oxígeno; el nitro ú otros nitratos proyectados sobre carbonos ardiendo *chispear*, esto es, se descomponen y activan notablemente la combustion. Los óxidos metálicos son asimismo reducidos por el carbon, si el óxido es difícilmente reductible se produce óxido de carbono, lo cual sucede, v. gr. con el zinc.



Si el óxido lo es fácilmente, prodúcese anhídrido carbónico, cuya presencia es fácil echar de ver por el agua de cal.



Puede comprobarse esto calentando en un tubo de vidrio una mezcla de óxido de cobre y carbon: se desprende anhídrido carbónico y queda cobre rojo pulverulento.

Esta afinidad crecida del carbon por el oxígeno en temperaturas altas, hace de él un precioso reductor en la industria, sirviendo para reducir el ácido fosfórico y los fosfatos y el anhídrido arsenioso en la preparacion del fósforo y arsénico y utilizándose constantemente en la metalurgia para la reduccion de los óxidos (preparacion del potasio, sodio, hierro, zinc, cobre &c.)

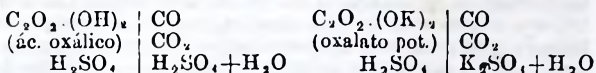
COMPUESTOS DEL CARBONO.

No hay otro elemento que forme un número tan crecido de combinaciones que el carbono. Empero, por no distinguirse esencialmente los compuestos orgánicos de los demas del carbono, suelen hoy dia tratarse juntamente en el tratado de la química orgánica, escepto solo los óxidos, sulfidos, selenidos y oxisulfidos, oxí- y sulfocloridos.

COMPUESTOS DEL CARBONO CON EL OXÍGENO.

• Oxido de carbono CO.

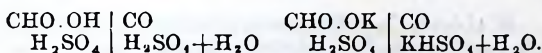
1º PREPARACION. El óxido de carbono puede prepararse de varios modos. Generalmente se descompone para este fin el ácido oxálico cristalizado ó un oxalato por medio del ácido sulfúrico. Se calienta en un globo de vidrio una mezcla de 30 gramos de ácido oxálico y 200 de ácido sulfúrico: este se apodera del agua del ácido oxálico, que no pudiendo existir á tal temperatura en estado de anhidrido, se separa en volúmenes iguales de anhidrido carbónico y óxido de carbono.



Se lo puede preparar tambien este gas reduciendo el óxido de hierro, zinc &c. al rojo por el carbon (pág. 359) ó enrojando los carbonatos de potasio, sodio, bario, estroncio, calcio con carbon calcinado, grafito ó limadura de hierro.

El óxido de carbono en todos casos está mezclado con el anhidrido carbónico, se le separa de este pasando el gas en un frasco lavador con hidróxido de potasio que retiene solo el anhidrido carbónico.

Enteramente puro se obtiene el óxido de carbono descomponiendo el ácido fórmico ó los formiatos por el ácido sulfúrico concentrado.



Se produce igualmente cada vez que arde carbon en presencia de una cantidad insuficiente de oxígeno, ó cuando el anhidrido carbónico pasa por carbonos calentados al rojo.

2º PROPIEDADES FÍSICAS. El óxido de carbono es un gas incoloro, inodoro é insípido. Su densidad es 14 ó 0,968. Natterer lo sujetó á una presión de 2790 atmósferas sin conseguir su licuacion.

Es poco soluble en agua: 1 litro de agua disuelve 33 CC. de este gas á 0º, y solamente 26 CC, á la temperatura de 15º.

3º PROPIEDADES QUÍMICAS. El óxido de carbono es un compuesto neutro. Bajo la influencia del calor rojo y de chispas eléctricas se desdobra en carbono y anhidrido carbónico. Se combina directamente con el cloro y bromo dando COCl_2 y COBr_2 . Su propiedad química característica es su acción sobre el oxígeno á temperaturas elevadas, no puede mantener la combustion de los combustibles ordinarios, pero arde él mismo en el aire ú oxígeno. Al contacto de una vela encendida arde con una llama característica azul muy caliente formando anhidrido carbónico, y la mezcla de 2 volúmenes de óxido de carbono con 1 de oxígeno es esplosiva. Desprendiendo este gas grande cantidad de ca-

lor al combinarse con el oxígeno, reduce los mas de los óxidos metálicos al rojo y los lleva al estado metálico, pasando él mismo al de anhídrido carbónico. Sin embargo el potasio y sodio reducen el óxido de carbono, aislando carbono y formando óxido de potasio y sodio. Al pasar juntos el óxido de carbono y el vapor de azufre por un tubo débilmente enrojecido fórmase oxisulfido de carbono (CSO).

El óxido de carbono se absorbe por una disolución de subclorido de cobre en el amoníaco ó ácido clorhídrico. Los hidróxidos de potasio y sodio le absorben en presencia de agua con producción de formiatos.

4.^o PROPIEDADES FISIOLÓGICAS. El óxido de carbono es un gas eminentemente deletéreo y positivamente dañoso al paso que el anhídrido carbónico influye, principalmente sobrecargando la sangre y escluyendo ó disminuyendo el oxígeno. Un perro parece mas rápidamente en una atmósfera que contiene 3 por ciento de óxido de carbono, que en un recinto que encierra 30 por ciento de anhídrido carbónico.—Por mucho tiempo se han atribuido al anhídrido carbónico las propiedades tóxicas de los gases que se desprenden del carbon ardiendo en el aire confinado (*vapor de carbon*), pero se ha probado que el óxido de carbono es en este caso el principal agente de la asfixia. Estas propiedades tóxicas del óxido de carbono esplican el peligro á que uno se espone cuando se emplea en aposentos hogares, estufas, hornillos &c. cuyo tiro es insuficiente, ó cuando con pretesto de conservar mejor el calor se cierra la llave de una estufa que contiene todavía brasa encendida. Asimismo han de tomarse grandes precauciones al apagar carbones con agua (pág. 359).

Es este gas tanto mas terrible cuanto que ningun olor descubre su presencia. En lo general se conoce su existencia por los dolores de cabeza y mareos que ocasiona casi instantáneamente: el mejor remedio es entónces una rápida ventilacion determinada por la abertura de puertas y ventanas.

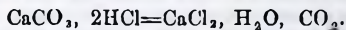
5.^o APLICACION. La propiedad reductriz del óxido de carbono se utiliza constantemente en la metalurgia: el carbon mezclado con los minerales se transforma primero en anhídrido carbónico al contacto del oxígeno en exceso; encontrando este anhídrido en seguida carbon enrojecido da óxido de carbono que reacciona sobre el óxido metálico, le reduce y se transforma de nuevo en anhídrido carbónico.

El óxido de carbono que se desprende en la parte superior de los hornillos altos, se utiliza desde algun tiempo acá. El calor que produce ardiendo, se emplea para calentar el aire que se debe insuflar en la parte inferior del hornillo alto. Esta aplicacion permite utilizar un calor hasta aquí perdido y que sin embargo es considerable, porque combinándose 14 gr. de óxido de carbono con 8 de oxígeno, desprenden 3400^o calorías, esto es, la cantidad de calor necesaria para elevar de 0^o á 100^o un peso de 340 gramos de agua. El óxido de carbono desprende pues en igualdad de volúmen tanto calor como el hidrógeno (pág. 93 y 19).

• Anhidrido carbónico, CO₂.

Sin. Kohlensäureanhydrid, carbonic anhydride, anhydride carbonique.

1º PREPARACION. Se lo prepara tratando un carbonato con el ácido clorhídrico ó sulfúrico. Por lo comun se vale del mármol ó de la creta y del ácido clorhídrico. La reaccion se produce en un aparato semejante al que sirve para la preparacion del hidrógeno. El mármol se introduce en pequeños fragmentos, añadiendo en seguida agua, de modo que se llene casi la mitad del frasco, y vertiendo despues poco á poco el ácido por el tubo recto de embudo. Se produce inmediatamente una viva efervescencia, y se desprende el gas que se recoge en la cuba de agua. La reaccion es la siguiente:



Si se emplease el ácido concentrado, se produciria, sobre todo con la creta, tal hervor, que no se podria arreglar el desprendimiento. Como el ácido sulfúrico forma con el calcio una sal casi insoluble, no puede servir en los laboratorios para la preparacion del anhidrido carbónico con el carbonato de calcio.

En la *industria*, en la cual se necesita obtener económicamente anhidrido carbónico para la preparacion de las limonadas gaseosas, el agua de Seltz & n, se emplean la creta y el ácido sulfúrico, pero entónces un agitador mecánico ha de menear constantemente la mezcla, de suerte que el sulfato de calcio no pueda encostrar los pedazos, deteniendo por lo mismo la reaccion.

2º PROPIEDADES FÍSICAS. El anhidrido carbónico es un gas incoloro, de olor picante y sabor ligeramente agrio. Su densidad es 22 ó 1,529. Para poner á las claras la grande densidad del anhidrido carbónico, se llena de este gas una campana en la cuba neumática, y luego se la vuelca despues de haber tapado su abertura con una lámina de vidrio. Si entónces se descubre la campana para hacer caer en ella pompitas de jabon infladas de aire, se las ve saltar en el gas como corcho en la superficie del agua. El anhidrido carbónico no es un gas permanente, pues se liquida á 0º bajo una presion de 36 atmósferas, formando un líquido incoloro cuya densidad á 0º es 0,928 y que hierve á -78º.

En el dia se realiza la liquefaccion del anhidrido carbónico así como de los demas gases no permanentes con el aparato de Thilorier ó con mas seguridad en el Natterer modificado por Bianchi. Consta este último aparato de un depósito A de hierro forjado (fig. 83 y 84), cuya cabida es de 7 ú 8 decilitros, con tal resistencia que puede sufrir presiones á 600 atmósferas. En la parte inferior de este depósito hay atornillada una bombita impelente, cuya barilla (*i*) de su émbolo recibe el movimiento de vaiven de una biela E movida por un manubrio M. Como la compresion del gas y el frotamiento del émbolo producen gran desarrollo de calor, se rodea el depósito A de la cubeta B, en que

se pone hielo; además, el agua procedente de la fusión de este hielo se va por un tubo (*m*) á un cilindro de cobre C que envuelve á la bomba impelente, y de aquí sale por otro tubo (*n*) y una llave (*o*). En fin, todo el aparato está montado sobre un armazon de hierro colado P Q.

Así las cosas, recógese ántes el gas que se trata de licuadar en balsas impermeables R, de donde se dirige á una vasija V llena de una sustancia secante, y de allí pasa á la bomba impelente por un tubo de caucho H. Ya en marcha el aparato por algun tiempo, se desatornilla el depósito de encima de la bomba, y esto sin que pueda salir el gas licuado, estando como está herméticamente cerrado el depósito A en su parte inferior por una válvula S. Para recoger en seguida el líquido del depósito se invierte este y se afloja un tapon de tornillo (*v*), que da salida al líquido por un tubito (*x*).

Si al abrir el tapon (*r*) se deja salir en el aire el anhídrido carbónico licuado, se evapora una parte y se solidifica la otra en forma de nieve á resultas del descenso de temperatura que ha sufrido, cediendo á la primera parte del líquido el calor que le era necesario para pasar al estado de gas. Puede recogerse esta nieve poniendo delante de la abertura una caja esférica con paredes muy delgadas (fig. 85), presentando cada mitad segun su eje un tubo rodeado de un mango hueco mal conductor. El gas y la nieve van á chocar con una lengüeta (*m*), y después dan vueltas en el aparato; la mayor parte de la nieve se deposita y el gas se desprende por los tubos dirigidos segun el eje.

Esta nieve se utiliza para producir grandes frios. Por sí sola no produce enfriamiento bien intenso, porque no moja los cuerpos; pero basta añadir un poco de éter, que establece un contacto perfecto para ver descender la temperatura á 79° bajo cero.

Si se sumerge en una mezcla de anhídrido carbónico sólido y éter un tubo sellado á la lámpara y que contenga anhídrido carbónico líquido, obtiéndose el anhídrido cristalizado. Situada esta mezcla bajo un recipiente en que se hace el vacío, desciende á -110°, á cuya temperatura pueden liquidarse todos los gases, excepto seis, que son el hidrógeno, oxígeno, nitrógeno, óxido de nitrógeno, óxido de carbono y gas de los pantanos (CH₄).

El agua absorbe en las circunstancias ordinarias de presión y temperatura su volumen de gas anhídrido carbónico y crece su poder de absorción hasta un cierto límite proporcionalmente con la presión.

3º PROPIEDADES QUÍMICAS. El anhídrido carbónico es un compuesto ácido y da con óxidos básicos sales, carbonatos. Su ácido respectivo H₂CO₃, no se ha podido preparar hasta el día (1); le conocemos solo en parte en las sales ácidas, por ejemplo KHCO₃.

El anhídrido carbónico se descompone por una temperatu-

(1) Algunos químicos sospechan su existencia en la disolución acuosa del anhídrido.

ra altísima de 1300° y una serie larga de chispas eléctricas en óxido de carbono y oxígeno. En altas temperaturas lo reducen á óxido de carbono el hidrógeno, carbon, hierro, zinc, y le quitan todo su oxígeno el potasio y sodio.

Representando el anhídrido carbónico el sumo grado de oxidacion del carbono, él no es comburente ni combustible segun la acepcion ordinaria de estas palabras. Pues se apaga una bujía encendida sumergida en este gas, y merced á su grande densidad puede hacerse el esperimento del modo siguiente, situada una bujía en una ancha probeta de pié (fig. 86), se toma otra ordinaria llena de anhídrido carbónico, é inclinándola se vierte el gas sobre la bujía como si fuera agua, y la llama se apaga inmediatamente.

Con los óxidos é hidróxidos básicos engendra una doble clase de sales. neutras y ácidas, lo que demuestra la basicidad doble del ácido carbónico. El hidróxido de potasio y sodio lo absorben con grande avidéz formando carbonatos, el agua de cal le absorbe tambien con produccion de un precipitado blanco que es carbonato de calcio; mas un exceso del anhídrido carbónico hace desaparecer de nuevo dicho precipitado originándose carbonato ácido de calcio soluble en agua.

Las partes verdes de los vegetales tienen la propiedad de absorber y descomponer el anhídrido carbónico bajo la influencia de la luz solar y eshalan oxígeno.

4.º PROPIEDADES FISIOLÓGICAS. El anhídrido carbónico es impropio á la respiracion: un perro introducido en una atmósfera que contiene 10 por ciento de este gas se ve sobrecitado violentamente, y si se prolonga la accion, presenta fenómenos de insensibilidad muriendo muy pronto si la proporcion alcanza 20 por ciento. La asfixia se produce entónces aun cuando la atmósfera contenga mas oxígeno que el aire comun. La accion del anhídrido carbónico depende al aparecer de que llegando la sangre á los pulmones no puede ya perder el anhídrido carbónico que contiene y es ménos la falta de oxígeno, que la *superabundancia* del mismo anhídrido que determina la asfixia. La sangre sobrecargada del anhídrido ya no puede, circulando por el organismo, absorber mas y segregar este producto continuo de los procedimientos vitales, y todas las funciones de la vida están estorbadas. Ademas, el anhídrido carbónico parece obrar tambien como un narcótico al sistema nervioso.

Segun eso, es bien evidente que ha de evitarse el permanecer en los parajes donde puede producirse ó acumularse el anhídrido carbónico, como en las cuevas, inmediaciones de hornos de cal, cerca de las cubas de fermentacion &c.—Para reconocer si el aire de una cueva está viciado por el anhídrido carbónico, se hace penetrar en él una bujía encendida, si arde no hay que tener cuidado, porque una bujía se apaga en una atmósfera que contiene una porcion de anhídrido carbónico inferior á la que es necesaria para ser peligrosa. Si la misma se apaga, será prudente sanar el aire, ora neutralizando el anhídrido carbónico con amoníaco ó leche de cal, ora renovando la atmósfera de la cueva.

Para renovar el aire podrá servir un ventilador que vaya á tomar el aire cerca del suelo, ó un hornillo bien inflamado, situado exteriormente, y cuya combustion se sostendrá con el aire llamado del fondo de la cueva por un tubo ó cañon que llegue hasta debajo de la rejilla.

5° APLICACIONES. El ácido carbónico disuelto en un líquido le comunica un sabor picante y agradable, siendo él que produce la espuma de la sidra, cerveza y vino de Champafia, se emplea constantemente en la fabricacion de las aguas artificiales de Seltz, limonadas gaseosas y vino espumoso. El anhídrido carbónico destinado á estos usos se obtiene en la industria, como lo dejamos indicado, con creta y ácido sulfúrico.

Para preparar pequeñas cantidades de agua de Seltz, segun se van necesitando, se usan diferentes aparatos sobre todo el de Briet. Consta de dos vasijas de vidrio (*a*) y (*b*) (fig. 87); en la inferior (*a*) se pone una mezcla de ácido tartárico y carbonato ácido de sodio seco (18 gr. del primero y 21 del segundo para saturar 1 litro de agua); se tapa esta vasija con un cilindro hueco (*h*) de estaño, atravesado por un tubo (*fg*) del mismo metal y terminado interiormente forma una especie de regadera; se invierte en seguida la vasija (*a*) así tapada y se la atornilla en la (*b*) llena de agua; y en fin se vuelca el aparato en términos que descansen sobre su base (*c*). En breve, la parte superior del líquido de (*b*) desciende por el tubo en el vaso (*a*) y determina la reaccion del ácido tartárico sobre el carbonato ácido de sodio, produciéndose una viva eferescencia: el gas anhídrido carbónico pasa por unos agujeritos del disco (*h*), que termina el cilindro hueco (*f*), y viene á disolverse en el agua del vaso (*b*); se facilita la disolucion agitando el aparato. Si la vasija (*b*) contuviese disolucion de jarabe, vino &c., se tendria así limonada gaseosa, vino espumante. Para que salga el agua de Seltz, la limonada &c., basta abrir la llave atornillada del tubo lateral (*i*).

En la industria se utiliza para la preparacion del albayalde el anhídrido carbónico natural ó el que resulta de la combustion de cok.

6° ESTADO NATURAL. Muchos volcanes esparcen sin cesar anhídrido carbónico en el aire, principalmente en las cercanías de los volcanes apagados son muy frecuentes y abundantes las exhalaciones de este gas. Se desprende en tales regiones de las hendiduras del suelo, como en la "gruta del perro" cerca de Puzol en Italia, debiendo su nombre á que el anhídrido carbónico salido de la tierra se acumula allí y forma una capa de unos 50 centímetros de alto, en la cual un perro ú otro animal de poca alzada presenta en breve todos los síntomas de asfixia, siendo así que un hombre puede permanecer algun tiempo sin estar indispuerto sensiblemente. Del mismo origen es por lo comun tambieu el anhídrido carbónico de que están cargadas las aguas minerales aciduladas (cfr. pág. 119), que se desprende en su mayor parte en el aire.

Al anhídrido carbónico cuyo origen acabamos de señalar

vienen á juntarse las cantidades enormes del que resulta de todas las descomposiciones de materias orgánicas, de la mayor parte de las fermentaciones, de la respiracion de todos los innúmeros animales y de los hombres.

Espondremos en la química orgánica, que no obstante las innúmeras causas que vienen á aumentar la cantidad del anhídrido carbónico de la atmósfera, la proporción queda allí sensiblemente constante y casi de 4 á 6 diez milésimas en peso, porque los vegetales tienen un influjo enteramente opuesto sobre la atmósfera.

El anhídrido carbónico no solo le hallamos en estado aislado, sino aun mas abundante en forma de carbonatos, pues inmensos son los depósitos de carbonato de calcio en la naturaleza bajo las varias formas de piedra caliza, toba caliza, marga, pisolita, olita, creta, aragonita &c. notables son las acumulaciones de dolomita, que es una mezcla de carbonato de calcio y magnesio; tambien los carbonatos de estroncio, bario, hierro y manganeso son frecuentes y forman masas considerables aunque no se las puede comparar con las del carbonato de calcio (1).

COMPUESTOS DEL CARBON CON EL AZUFRE Y SELENIO.

Solo un sulfido de carbono es conocido con certeza, á saber, cuya fórmula es CS_2 .

Loew ha descrito todavía otro de la composicion C_2S_2 , empero hasta el dia no se ha comprobado la existencia de este segundo compuesto.

Sulfido de carbono CS_2 .

Sin. Schwefelkohlenstoff; disulphide of carbon; sulfure de carbone.

1º PREPARACION. a) En los laboratorios se llena, para hacer esta preparacion, de pequeños fragmentos de brasa de carbon un tubo de porcelana, que se dispone en un horno de reverbero (fig. 88). Se cierra con un tapon la estremidad (a) del tubo que debe salir bastante fuera del horno, para que el tapon no pueda quemarse.

A la estremidad opuesta (b) se adapta una alargadera encorvada, cuyo pico se sumerge un poco en el agua del frasco, que sirve de recipiente. Cuando el tubo de porcelana se halla enrojecido por el fuego, se introduce un fragmento de azufre por (a) y se vuelve á poner inmediatamente el tapon. El azufre

(1) Existen todavía otros ácidos inorgánicos del carbono, pero aun no son bien estudiados. Tal se forma oxidando el grafito puro á la vez por el clorato de potasio y el ácido nítrico. Llamase *ácido grafitico* y tiene por fórmula $C_3H_1O_3$ (?). El ácido clorhídrico le transforma en el *hidróxido de grafito*, todavía no analizado exactamente, que por su vez al calor se transforma en *piróxido de grafito*, $C_6H_1O_1$ (?)

se funde, corre por el tubo, ligeramente inclinado al efecto, y va á parar á las regiones más calientes donde se convierte en vapor; este pasa por medio del carbon liecho ascua, y produce sulfido de carbono, que se condensa en la alargadera, y cae en forma de gotas espesas y oleaginosas al fondo del agua del recipiente. Cuando cesa el desprendimiento de vapores se introduce otro pedazo de azufre, y se continúa así hasta que haya desaparecido la mayor parte del carbon en el tubo.

Para obtener una cantidad algo considerable de sulfido de carbono, se sustituye al tubo de porcelana una retorta tubulada de barro ó mejor de porcelana (fig. 89). Se introduce por la boca superior (*a*) un tubo de porcelana (*ab*), que baja hasta muy cerca del fondo de la retorta y se tiene cuidado de enlodar con arcilla la abertura (*a*). Despues se llena toda la retorta de fragmentos de brasas apagadas, y se la coloca en un hornillo. Se ajusta á su cuello un tubo ancho, que entra en otro (*cd*) de mucho mayor diámetro, por el cual circula una corriente de agua fria, y comunica con un recipiente del mismo modo que en la operacion anterior. Se pone fuego en el hornillo y se le activa hasta enrojecer bien la retorta; despues se proyectan sucesivamente por el tubo de porcelana pedazos de azufre.

b) En la industria llena el carbon un cilindro vertical A de hierro fundido (fig. 90) permitiendo un cañon ó tubo inferior introducir poco á poco el azufre; el superior se comunica con un primer depósito B en donde el azufre arrastrado va á depositarse. El sulfido de carbono se condensa en el recipiente enfriado, formado de 3 vasijas cilíndricas C, D, F sobrepuestas y rodadas de agua fria. El líquido condensado sale por una llave situada en la parte baja del aparato y se recibe en vasijas de zinc en que se le conserva debajo del agua; los gases no condensados se escapan por el tubo superior.

El sulfido de carbono se puede tambien preparar destilando una mezcla íntima de polvo de carbon con tales sulfidos metálicos, que no retienen el azufre con demasiada fijeza, v. gr. 4 partes de piritá ó de sulfido de cobre natural y 1 de carbon.

El sulfido de carbono preparado de dichos modos no es puro, tiene azufre disuelto, que le atribuye color amarillo, además ácido sulfhídrico y aceites sulfurados. Para tenerle puro, y se le separa primero del agua debajo de la cual está reunido, se la saca poniéndole en contacto con clorido de calcio fundido y despues se le destila en el baño de agua. El destilado se agita repetidas veces con mercurio hasta que no ennegrece mas este metal y se vuelve á destilarle con un aceite graso inodoro en el baño de agua.

2° PROPIEDADES FÍSICAS. El sulfido de carbono es un líquido incoloro, muy móvil de olor fétido y distinguido por un grande poder refringente para la luz. Su densidad es á 0° 1,306. Hierve á 47° (760 mm); la densidad de su vapor es 38 ó 2,66 (aire=1). Se vaporiza muy rápidamente al aire, produciendo un frio intenso. El descenso de temperatura puede ir hasta -60° si se activa la evaporacion con la máquina neumática.—No ha podido toda-

vín solidificans, y por eso puede servir para constituir termómetros destinados á indicar las bajas temperaturas.

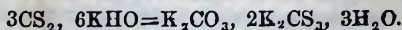
El sulfido de carbono disuelve mucho azufre, sobre todo en caliente: el azufre se deposita en cristales por enfriamiento del licor. Disuelve tambien mucho del fósforo ordinario y iodo: en frio 1 parte del sulfido de carbono disuelve 20 partes de fósforo. Disuelve igualmente el caucho y las materias grasas.—El sulfido de carbono no se disuelve sensiblemente en el agua, pero cuando esto líquido ha permanecido por algun tiempo en contacto con aquel cuerpo, se impregna de su mismo olor. El alcohol absoluto y el éter disuelven una cantidad indefinida de sulfido de carbono, pudiendo estos tres líquidos mezclarse en proporciones cualesquiera.

3º PROPIEDADES QUÍMICAS. El sulfido de carbono es un compuesto ácido, formando con los sulfidos ó hidrosulfidos básicos sulfosales análogas á los compuestos que produce el anhídrido carbónico con los óxidos é hidróxidos. No es descomponible por el calor sino á una alta temperatura, que sin embargo coincide casi con la en que se forma. La corriente eléctrica de 900 a 950 elementos aun no basta para su descomposición.

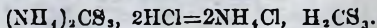
El hidrógeno naciente produce, reaccionando sobre el sulfido de carbono, ácido sulfhídrico, una sustancia cristalina, CH_2S , y otra oleaginosa cuya composición aun no se ha determinado.

Por un influjo continuado durante algunas semanas, el cloro le transforma en clorido de azufre y sulfoclorido de carbono. El bromo solo no obra sobre el sulfido de carbono, mas en presencia de iodo, bromido de antimonio &c. produce tetrabromido de carbono (CBr_4). Es muy combustible y arde al contacto del aire y de una bujía con llama azul, dando anhídrido sulfuroso y carbónico. El vapor de sulfido de carbono produce con el oxígeno ó el aire mezclas que al aproximar una llama detonan con violencia, y así no ha de manejarse este líquido sino con grandes precauciones, y cuidando de operar lejos de toda llama.

Algunos metales le quitan al rojo el azufre. Pasando el vapor de sulfido de carbono por encima de óxidos metálicos se forman igualmente sulfidos metálicos. Las disoluciones acuosas de los hidróxidos de sodio y potasio le disuelven poco á poco originándose un soluto pardo, que encierra á la vez carbonato y sulfocarbonato alcalino.



Cuando se trata el sulfocarbonato de amonio con el ácido sulfúrico ó clorhídrico diluido se aisla un líquido, que es el *ácido sulfocarbónico*.



4º PROPIEDADES FISIOLÓGICAS. Los vapores del sulfido de carbono ejercen una influencia muy perjudicial en la salud, causando

dolores de cabeza y náuseas, y luego una debilidad de la inteligencia y fuerzas musculares.

5° USOS. Estos son sobre todo dos: el primero tiene por objeto desembarazar el fósforo amorfo del ordinario (pág. 233). El segundo es la vulcanización del caucho: este cuerpo casi flexible á la temperatura ordinaria, se pone muy blando al instante que esta se eleva, y por el contrario se endurece cuando descende; se le puede comunicar la propiedad de quedar muy flexible aun á las bajas temperaturas, mojóndole en sulfido de carbono que contenga azufre en disolución.

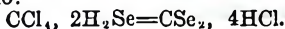
La disolución del caucho ó gutapercha en el sulfido de carbono se emplea para hacer impermeables los cueros, tejidos &a. al agua.

Sirve además para la extracción de ciertas esencias etéricas de los vegetales.

Puede también emplearse el sulfido de carbono para sacar el aceite de las lanas y extraer los cuerpos grasientos, ora de los residuos de la fundición de los sebos ó extracción de los aceites de olivas ó grasas, ora de los trapos sucios que han servido para limpiar las hilanderías ó las locomotoras &a. Estos cuerpos grasos se usan entonces en hacer jabón ó velas. Merced á su poder grande de refracción se le emplea para llenar prismas de vidrio que son muy estimados en la óptica.

Selenido de carbono CSe_2 .

Este compuesto análogo al sulfido se origina por la acción del vapor húmedo del clorido de carbono sobre el fosfido de selenio: el vapor de agua reacciona sobre el fosfido de selenio formando ácido selenhídrico que produce con el clorido de carbono selenido de carbono:

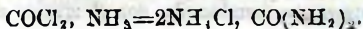


Hasta ahora no era posible de conseguir el selenido de carbono en estado puro, ni se conocen exactamente sus propiedades.

Oxiclorigido, oxibromido, sulfoclorido y oxisulfido de carbono.

Oxiclorigido de carbono (fosgeno), $COCl_2$. Volúmenes iguales de óxido de carbono y cloro se combinan bajo la influencia de la luz difusa mientras unas 24 horas, en la luz solar directa en algunos minutos, produciendo un gas incoloro de un olor característico, mas asfixiante y desagradable que el del cloro, que humea al aire y pone rojos los papeles de tornasol azules. Su peso específico es 3,46. Se licua fácilmente, formando un líquido incoloro muy móvil de la densidad 1,432 á 0° que hierve á 8,2° (756^{mm}).

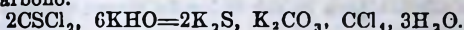
Con el agua se descompone en anhídrido carbónico y ácido clorhídrico. El amoníaco forma con el fosgeno clorido de amonio y carbamido:



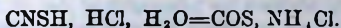
Calentados los metales arsénico, antimonio, estaño, zinc &c. en el oxiclorigo de carbono, prodúcense cloridos metálicos y óxido de carbono. El óxido de zinc da en las mismas condiciones clorigo de zinc y anhídrido carbónico.

Oxibromido de carbono, COBr_2 , se forma en las mismas circunstancias que el fosgeno y le es análogo en todo.

Sulfoclorido de carbono, CSCl_2 . Se produce por reaccion del cloro seco sobre el sulfido de carbono, al mismo tiempo que el clorigo de azufre del cual se separa por medio del agua. Es un líquido amarillento, de olor fuerte que provoca lágrimas. Su densidad es 1,46, hierve á 70° . El agua no le disuelve ni le descompone; tampoco le atacan los ácidos. El hidróxido de potasio le transforma poco á poco en sulfido y carbonato de potasio y clorigo de carbono:



Oxisulfido de carbono, COS . En calor rojo se combinan directamente el óxido de carbono y el vapor de azufre. Mas puro se le obtiene el oxisulfido descomponiendo el ácido tiociánico por ácidos diluidos:



El oxisulfido de carbono es un gas incoloro, de olor especial. El agua disuelve casi su volumen del gas tomando su olor característico y un sabor agrio. En alta temperatura se descompone en óxido de carbono y azufre. Encendido arde con una llama azul, mezclado con $1\frac{1}{2}$ volumen de oxígeno detona con violencia al acercársele una bujía encendida. Las disoluciones de los hidróxidos alcalinos absorben el gas perdiéndose enteramente su olor. Los ácidos desprenden de ellas anhídrido carbónico y ácido sulfhídrico. Introduciendo el gas en las disoluciones acuosas de hidróxidos de bario ó calcio se precipitan carbonatos y quedan disueltos sulfidos.

Este gas se halla, segun parece, constantemente en las aguas minerales sulfurosas.

ARTICULO II,

EL SILICIO Y SUS COMPUESTOS CON LOS ELEMENTOS ANTERIORES.

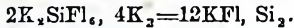
Silicio Si.

Sin. Silicium, Kiesel; silicon; silicium.

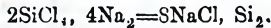
1º **PREPARACION.** Así como el carbono existe tambien el silicio en varios estados alotrópicos. Por lo general se le obtiene reduciendo uno de sus compuestos por un metal que se apodera de la parte electronegativa combinada con el silicio; mas segun se

desear tenerlo en estado amorfo, grafitóide ó cristalino, se deben cambiar las circunstancias de la preparacion. Pues queda en estado amorfo cuando el metal reductor no puede unirse con él, y es grafitóide si se disuelve en el metal y no separa de él sino á baja temperatura, y es cristalino al separarse lentamente á otra alta del metal que le habia disuelto.

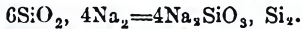
a) *Silicio amorfo* se obtiene descomponiendo en un tubo de vidrio el fluosilicato de potasio ó sodio por el potasio ó sodio metálico:



Tambien se le prepara con facilidad pasando en un tubo de vidrio una corriente de clorido de silicio ($SiCl_4$) por sodio contenido en capsulitas de porcelana calentadas:



En fin, se le puede obtener calentando vidrio muy puro con sodio en un crisol de platino; se reduce una parte de la sílice, y se forma óxido sódico que se combina con la sílice no reducida.



b) *Silicio grafitóide*. Se obtiene fundiendo en un crisol á la temperatura de fusion de plata aluminio con 30 veces su peso de fluosilicato de potasio; la masa metálica se trata en seguida por el ácido clorhídrico concentrado que disuelve el aluminio y por el ácido fluorhídrico que toma la sílice.

c) *Silicio cristalizado ó diamantino*. Segun Deville y Caron se le prepara fácilmente proyectando en un crisol de barro enrojado una mezcla de tres partes de fluosilicato de potasio con una de sodio en pedacitos y una de zinc en granalla. Se añade á esta mezcla en el crisol un poco del mismo fluosilicato y se sigue calentando hasta que el zinc comienza á volatilizarse. Entonces se retira el crisol del fuego, y estando frio se disuelve el zinc en el ácido clorhídrico, obteniendo de este modo silicio en bellísimos cristales.

2º PROPIEDADES FÍSICAS. El silicio amorfo es un polvo oscuro, que conduce mal el calor y la electricidad. Calentando este polvo con clorido de sodio se cambia primero en silicio grafitóide, y despues á una temperatura aun mas subida, v. g. entre los polos de una pila fuerte, se funde y da glóbulos cristalizados.

El silicio grafitóide está en laminitas hexagonales gris de plomo, y conduce mal el calor y la electricidad, como el grafito ordinario al que se asemeja. Su densidad es 3,49 á 10°. Su dureza es tal que raya el vidrio.

El silicio cristalino ó diamantino se presenta en octaédreos regulares á menudo reunido en rosarios, es gris de plomo, con brillo metálico. Se funde hácia 200°. El silicio diamantino no es tan duro, ni con mucho, como el boro cristalizado y el diamante.

3^a PROPIEDADES QUÍMICAS. Así como el carbono, el silicio funciona casi siempre como elemento tetratómico; su peso atómico es 28.

El silicio diamantino y grafitóide no es atacado por ningún ácido ó por mezcla de ácidos excepto la de ácido nítrico y fluorhídrico. Le disuelven también las disoluciones de los hidróxidos de potasio y sodio calentadas con desprendimiento de hidrógeno y produciendo silicatos. Eurojeido ligeramente en cloro seco arde y forma clorido de silicio (SiCl_4), mas en el cloro húmedo produce anhídrido ó ácido silícico y clorhídrico.

El silicio cristalino puede calentarse en una corriente de oxígeno hasta el rojo blanco sin que se oxide, ó cambie su peso y brillo. Descompone al rojo los carbonatos alcalinos dando un depósito de carbon y un silicato.

El silicio amorfo, que no ha sido calcinado fuertemente es mucho mas activo que el cristalino. Arde con el contacto del aire á una temperatura poco subida, y se disuelve con rapidez en el ácido fluorhídrico; el ácido clorhídrico le ataca despacio produciendo un líquido cuya densidad es 1,65 y que hierve á 37°. Este producto tiene por fórmula SiHCl_3 , y es por tanto análogo al cloroformo, CHCl_3 . Pero cuando el silicio amorfo se ha espuesto á una temperatura elevada pierde su actividad química y se pone indiferente hácia los agentes químicos así como el silicio cristalino y grafitóide.

El silicio se puede unir en temperatura subida con muchos metales, v. g. calcio, magnesio, aluminio, hierro, zinc, cobre, platino &c, mas no con el sodio, y segun parece, tampoco con el plomo y potasio.

COMPUESTOS DEL SILICIO CON EL HIDRÓGENO.

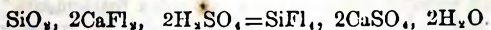
Se conoce solo un silicido de hidrógeno que corresponde al gas palustre (CH_4) teniendo por fórmula SiH_4 . Se le obtiene descomponiendo el silicido de magnesio por el ácido clorhídrico ó por la acción del sodio sobre el éter siliciformico. Es un gas incoloro muy combustible, que se inflama espontáneamente al contacto del aire, produciendo así como el fosfido de hidrógeno nieblas y anillos blancos, que son ácido silícico. Con el oxígeno constituye una mezcla explosiva. En estado de pureza absoluta, parece que no se inflama sino á la temperatura de 100°. El silicido de hidrógeno se enciende también de suyo en el cloro, formando clorido de silicio y ácido clorhídrico.

COMPUESTOS HALOGENADOS DEL SILICIO.

El silicio se combina con todos los halógenos, formando compuestos análogos de 1 átomo de silicio y 4 de los halógenos ó 2 de silicio con 6 de halógenos; además produce con los halógenos é hidrógeno combinaciones que corresponden al cloroformo.

Fluorido de silicio, SiF_4 . Para prepararle se calienta en un globo pequeño 1 parte de fluorido de calcio con otra de arena

cuarzosa ó vidrio molido y 6 de ácido sulfúrico muy concentrado.



El fluorido de silicio es un gas incoloro de olor muy fuerte y de densidad 52 ó 3,60 (aire=1). Se le puede liquidar por una presión muy grande y aun solidificar enfriándole á-140°. No se le puede encender, al contrario apaga los cuerpos en combustión. Al contacto del aire húmedo esparce espesos vapores. Algunos metales le quitan en temperatura elevada el fluor. Los hidróxidos y óxidos metálicos le absorben con desarrollo de calor. Con el ácido bórico cristalizado forma un compuesto blanco cristalino, y con el amoníaco un blanco sublimable. No ataca el vidrio.

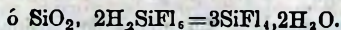
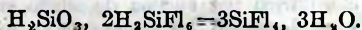
La reacción mas importante del fluorido de silicio es la que produce con el agua. Se deposita ácido silícico gelatinoso y el líquido encierra una combinación ácida particular llamada *ácido hidrofusosilícico*.



Esta reacción se utiliza para reconocer la presencia de la sílice en una sustancia mineral: se mezcla esta materia pulverizada con fluorido de calcio *puro* y ácido sulfúrico, se calienta en una retorta pequeña de platino y se hace devolver el gas que se desprende en el agua, viéndose aparecer un depósito de ácido silícico gelatinoso.

Ácido hidrofusosilícico, H_2SiF_6 ó $\text{HFl} + \text{SiF}_4$. Se le prepara haciendo llegar en mercurio debajo del agua (fig. 91) el tubo desprendedor que conduce el fluorido de silicio procedente del globo donde se calienta sílice con espato de fluor y ácido sulfúrico. El ácido silícico gelatinoso obstruiría prontamente el orificio del tubo que conduce el gas, si la estremidad de este tubo fuese á parar directamente bajo del agua, pudiendo además resultar explosión. Por lo mismo debe tenerse cuidado de sumergir dicha estremidad ántes de echar el agua sobre el mercurio. Cuando se ha descompuesto una cantidad conveniente del fluorido de silicio, se filtra el líquido al través de un lienzo y se exprime bien el residuo. Si se quiere obtener un líquido mas claro, es menester filtrarlo por papel sin cola, pero retiene casi siempre un poco de ácido silícico en suspensión.

No se conoce el ácido hidrofusosilícico sino en estado de disolución. Cuando se le condensa por evaporación se descompone en fluorido de silicio y ácido fluorhídrico. Calentando con sílice ó ácido silícico da agua y fluorido de silicio, y así bajo la influencia del calor obtenemos una reacción inversa de la que se efectúa en frío entre el agua y fluorido de silicio.

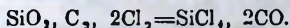


Por eso, si se evapora el ácido hidrosilícico en un vaso de vidrio, las paredes del vidrio son atacadas fuertemente, puesto que han debido ceder la sílice necesaria para la transformación completa del ácido hidrosilícico en fluorido de silicio.

Forma el ácido hidrosilícico sales insolubles con algunos metales, cuya propiedad se utiliza en la química analítica, principalmente para la precipitación del bario y potasio; hemos visto que se le emplea por la misma razón en la preparación del ácido clórico (pág. 128, nota) y del peróxido de hidrógeno (pág. 121).

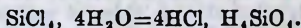
Se utiliza el ácido hidrosilícico para endurecer las piedras calcáreas y el yeso (*Silicatización*).

Clorido de silicio, SiCl_4 . Se prepara sometiendo á la acción de una corriente de cloro seco una mezcla íntima de sílice y carbon. Se toma sílice gelatinosa lavada y secada, mezclando con $\frac{3}{4}$ de su peso de negro de humo y una cantidad de aceite suficiente para hacer una pasta, la cual calcinada al rojo oscuro se introduce en fragmentos en una retorta tubulada de barro (fig. 92) que se calienta en un hornillo F. El cloro seco llega por el cañón D. Se producea clorido de silicio y óxido de carbono:

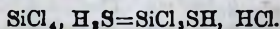


El clorido de silicio va á condensarse en dos tubos de V rodeados de una mezcla refrigerante y se desprende el óxido de carbono.

El clorido de silicio es un líquido incoloro muy volátil, de densidad 1,52. Hierve á 59° y la densidad de su vapor es 85 ó 5,89 (aire=1). Difunde vapores al contacto del aire húmedo. Pasando su vapor por un tubo de porcelana enrojecido al blanco, se transforma parcialmente en oxiclорido de silicio $\text{Si}_2\text{Cl}_6\text{O}$. Con agua se descompone en ácido silícico y clorhídrico. Una parte del ácido silícico se precipita en forma de gelatina, y otra queda disuelta. Este es probablemente el ácido silícico normal que corresponde al tetraclorido.



Por la acción del ácido sulfhídrico seco sobre el clorido de silicio, se origina con otros productos un hidrosulfoclorido de silicio SiCl_4SH :



Hexaclorido de silicio, Si_2Cl_6 , se obtiene haciendo obrar el clorido de mercurio (HgCl_2) sobre el hexaiodido de silicio. Es un líquido incoloro, humeante al aire, que hierve á unos 146° y se solidifica á -1° . Se descompone al contacto del agua.

Hidroclorido de silicio, *cloroformo silícico*, SiCl_3H . Se le obtiene pasando ácido clorhídrico por encima de silicio cristalizado calentado al rojo y condensando los vapores formados en un tubo de U enfriado á 0° .

Es un líquido incoloro muy móvil, de densidad 1,65. Hierve

á 42° y humea mucho al aire. Es muy inflamable y arde con una llama verdoso débil, produciendo anhídrido silíceo y ácido clorhídrico. Mezclado con el oxígeno detona por la influencia de chispas eléctricas, formándose anhídrido silíceo y ácido clorhídrico.

Con agua se descompone instantáneamente con desarrollo de calor notable y producción de un ácido silíceo $(\text{SiOH})_2\text{O}$, que se llamaba "leucon" y es análogo al anhídrido fórmico $\{(\text{COH})_2\text{O}\}$.

Bromido de silicio, SiBr_4 . Se engendra en las mismas condiciones que el clorido, es decir, pasando vapor de bromo sobre una mezcla íntima de sílice y de carbon enrojecida en un tubo de porcelana. El producto líquido obtenido se purifica agitándole con mercurio y destilándolo.

Es un líquido incoloro, del peso específico 2,813 y de olor muy picante. A unos 13° se solidifica en una masa blanca, opaca, anacarada. Hierve á 153° (762^{mm}), humea al aire. Con agua se descompone en ácido bromhídrico y ácido silíceo gelatinoso. Calentado con el potasio se descompone con detonacion.

Hidrobromido de silicio ó bromoformo silíceo, SiBr_3H . Se le obtiene exactamente como el hidrocloreto correspondiente. Al producto se quita el exceso de bromo agitándole con mercurio.

Es un líquido incoloro de la densidad 2.5. El agua le descompone con producción del ácido silíceo, que es el "leucon", y ácido bromhídrico.

Tetraiodido de silicio, SiI_4 , se obtiene pasando el vapor de iodo con una corriente de anhídrido carbónico por un tubo de porcelana enrojecido y lleno en su mayor parte de silicio. El tetraiodido se sublima en forma de una masa cristalina blanca, Evaporando su disolucion en sulfido de carbono cristaliza en octaédros regulares incoloros y transparentes. Se funde á 120° en un líquido amarillento que se solidifica en una masa de brillo de seda. Hierve á cosa de 290°. El vapor calentado se quema al contacto del aire con una llama roja. Con agua el tetraiodido se descompone en ácido silíceo y iodhídrico.

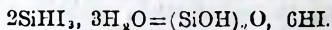
Hexaiodido de silicio, Si_2I_6 . Este compuesto se ha obtenido muy recientemente por Friedel y Ladenburg caldeando el tetraiodido con polvo de plata muy fino.



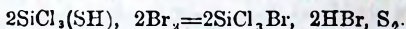
Forma el hexaiodido cristales hermosos incoloros, hexagonales ó romboédricos. No se le puede volatilizar sin que se descomponga en tetraiodido y otro, que parece tener la composición del *diiodido de silicio*, SiI_2 . Con el agua de 0° se transforma en una masa blanca, que secada á 100° se espesa por la fórmula $\text{Si}_2\text{H}_2\text{O}_4$, que corresponde á la del ácido oxálico $\text{C}_2\text{H}_2\text{O}_4$. A la formación de este ácido silíceo (*ácido silicioxálico*) al parecer precede la producción de otro: $\text{Si}_2(\text{OH})_6$, que perdiendo dos moléculas de agua da el ácido silicioxálico.

Hidroidido de silicio ó iodoformo silíceo, SiI_3H , se engendra en cantidad muy corta junto al tetraiodido de silicio, cuando se hace obrar el ácido iodhídrico sobre el silicio calentado.

Es un líquido incoloro, muy refringente para la luz, del peso específico 3,362 á 6°. El agua lo transforma como el hidrocloreto de silicio:



Bromoclorido de silicio, SiCl_2Br . Se obtiene por la acción del bromo sobre hidrosulfoclorido de silicio.



Es un líquido incoloro, de olor semejante al del tetraclorido de silicio, que hierve á 80°.

Iodobromido de silicio, SiBr_2I , se consiguió hace muy poco tiempo por la acción del bromo sobre el tetraiodido de silicio disuelto en sulfido de carbono. Es un líquido que hierve á 200°.

COMPUESTOS DEL SILICIO CON EL OXÍGENO É HIDRÓGENO.

• Solo un óxido de silicio se conoce con certeza, á saber, el que es conocido con el nombre de "*silice*". Bajo respecto químico es un anhídrido, derivándose de él una larga serie de ácidos y anhídridos.

Anhídrido silícico SiO_2 .

Sin. Kieselsaeureanhydrid, silicic anhydride, anhydride silicique.

1° PREPARACION. El anhídrido silícico que se halla abundantemente en la naturaleza, como lo veremos en breve, puede prepararse también artificialmente si se echa un ácido, v. gr. el ácido clorhídrico, en un silicato de sodio ó potasio disuelto en el agua (1). Fórmase un precipitado gelatinoso que calcinado al rojo da la sílice amorfa.

Senarmont ha preparado sílice cristalizada semejante al cuarzo, calentando en tubos tapados silicato de sodio con una disolución de carbonato de sodio y sulfido de arsénico (rejalgar). Este último ponía en libertad el anhídrido carbónico, que á una fuerte presión aparta la sílice del silicato, la disuelve y la deja en seguida depositar cristalizada á una temperatura mas elevada.

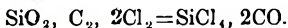
2° PROPIEDADES FÍSICAS. El anhídrido silícico existe en dos modificaciones alótropicas: en estado cristalizado y amorfo. El anhídrido silícico ó la sílice *cristalizada* se presenta en prismas hexagonales (cuarzo) y en tablitas hexagonales (tridimita); mostrando ambas formas ángulos incompatibles, la sílice es dimorfa. Las

(1) El silicato de potasio ó sodio se obtiene calentando al rojo en un crisol de barro una parte de arena ó vidrio molido con 3 ó 4 veces su peso de carbonato de sodio ó potasio. La masa fundida se corta por un cuerpo frío; se pulveriza y en seguida se la hierve con agua, llamándose la disolución "*licor de los guijarros*".

caras de los prismas del cuarzo presentan estrias características perpendiculares á las aristas. La densidad del cuarzo es 2,6. Cuando se le calcina por mucho tiempo al rojo se transforma en otra modificacion, la que es caracterizada por el peso específico notablemente menor de 2,2. No se funde sino con el soplete de gas oxígeno é hidrógeno, formando un vidrio amorfo claro cuya densidad es tambien 2,2. La tridimita presenta ya en su estado natural la modificacion del peso específico menor cristalizada, pues su densidad 2,28.—El cuarzo y la tridimita son cuerpos muy duros, que rayan el vidrio.

El anhídrido silícico amorfo es un polvo blanco, insoluble en el agua, que por la calcinacion ó la fusion al soplete adquiere la densidad 2,2. Así como el polvo de cuarzo, se le puede transformar en la forma cristalina de la tridimita por una temperatura muy alta.

3° PROPIEDADES QUÍMICAS. Los elementos electronegativos aislados no atacan el anhídrido silícico, pero si se pasa una corriente de cloro por una mezcla íntima del anhídrido y carbon, el cloro se apodera del silicio, al paso que el carbon se combina con el oxígeno.



Los metales alcalinos, lo mismo que el magnesio y el aluminio, descomponen el anhídrido silícico, formándose silicio y un óxido metálico que se combina con el exceso de anhídrido.

La sílice amorfa, y la tridimita son insolubles en el agua y los ácidos, disolviéndose completamente en las disoluciones alcalinas hirviendo. El cuarzo no se disuelve tampoco en estas, sino muy poco.

El anhídrido cristalizado ó amorfo descompone al rojo vivo los carbonatos alcalinos, espulsa el anhídrido carbónico y forma un silicato.

Arroja tambien de sus combinaciones á una alta temperatura los ácidos clorhídricos, sulfúrico, fosfórico &a.

Entre los ácidos no hay mas que el fluorhídrico que ataca la sílice dando fluorido de silicio. Se utiliza, como lo tenemos indicado (pág. 59), esta reaccion en el grabado en vidrio.

4° APLICACIONES.—La sílice la tiene muy numerosas é importantes, el cuarzo puro ó teñido se emplea por objetos de ornamento y vidrios de anteojos en óptica; el ágata sirve con su grande dureza para hacer morteros y bruñidores.

Los gres se utilizan en el empedrado y piedras de amolar.

Las arenas cuarzosas entran en la composicion de las mezclas destinadas á las construcciones; forman la base de la alfarería, loza ó porcelana y de todos los vidrios desde el de las botellas hasta el cristal y los esmaltes.

La sílice y los silicatos alcalinos tienen, como el anhídrido bórico y el borax, la propiedad de disolver los óxidos metálicos, y así el herrero que quiere soldar dos barras de hierro enrojecidas cuida de espolvorearlas con arena, que disolviendo

el óxido formado deja en perfecto contacto las dos superficies metálicas que trata de reunir.

ESTADO NATURAL: El anhídrido silícico constituye en estado de pureza el cuarzo que suele formar, principalmente en las rocas cristalinas, filones de grande potencia. Las variedades mas importantes del cuarzo son: *crystal de roca* (incolore, perfectamente claro y trasparente), *citrina* (amarillento), *cuarzo ahumado* (pardo), *morrion* (negro), *amalista* (morado, azul, pardo, gris, verde, en la fractura se ve á veces una disposicion de varios colores en cintas), *cuarzo comun* (de diferentes colores; en masas, diseminado, en piedras rodadas ó cascajo, en granos ó arena, su fractura es desigual), las especies del cuarzo comun, distinguidas por su color, brillo, &c. son: *cuarzo de rosa*, *c. lechoso*, *siderita*, *ojo de gato*, *aventurina*, *cuarzo ferruginoso*, &c.

La *tridimita* es un mineral muy escaso, se halla en las rocas traquíticas en cristales muy chicos, la encierra á veces tambien el ópalo.

Constan de sílice criptocristalina *pieдра cornea*, la *lidita* ó *siliza pizarra* (piedra de toque), el *jaspe*.

Sílice amorfa es el *ópalo* (con sus subspecies: *ópalo comun*, *o de fuego*, *semiópalo*, *jiópalo*, *jaspe ópalo*, *menulita*, *hidrofana*, *hyalita*, *cacholonga*, *toba siliza*, *pieдра flotante*). El ópalo contiene casi siempre algo de agua, pero se la considera como accidental.

La *calcedona*, la *ónique*, la *sardonia*, *cornarina*, *heliotropio*, *crisoprasa*, *plasma*, *silex* son mezclas de anhídrido silícico cristalino y amorfo, la *ágata* es una mezcla de calcedona, jaspe, amatista y otras especies de sílice.

La sílice existe ademas en todas las aguas corrientes, donde se halla disuelta, merced á la presencia del ácido carbónico. Se le encuentra en grandes proporciones en los chorros de agua caliente, que saliendo de las hendiduras de terrenos volcánicos constituyen los *geiseres*, análogos á los *suffioni* de la Toscana. Los mas celebrados son los de la Islandia.

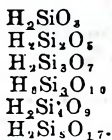
Se halla la sílice en muchas plantas, principalmente en las gramíneas, á las cuales da una consistencia bastante considerable. Forma ademas las cubiertas de ciertas clases de animales microscópicos. Se le ha encontrado no solo en las plumas sino tambien en la sangre de los pájaros.

Inmenso es entonces su encuentro en forma de silicatos, pues la parte mucho mayor de todas las rocas y piedras, de los diferentes terrenos se componen de varios silicatos. Considerando la estension grande de piedras de gres, de las cuarzitas, de las capas de arena que todos constan casi unicamente de anhídrido silícico y se hallan en todas partes, considerando que en las formaciones sedimentarias mas potentes de la tierra, en las de pizarras y grauvagues, el contenido de silicio asciende á 42 por ciento, en las rocas cristalinas mas frecuentes: graníticas, porfíricas, sioníticas, traquíticas á 32-44 por ciento y en las de menor frecuencia y estension: basálticas, melafíricas, á 33 por ciento, ademas en vista del que adonde pisamos y vamos siempre estamos y andamos sobre y entre compuestos del silicio; podemos afirmar que este elemento

se halla despues del oxígeno en mayor abundancia que todos los demas elementos en la parte conocida del globo terrestre, y así como el carbono es el elemento fundamental de los compuestos del reino orgánico, así lo es el silicio para las masas que forman la costra de la tierra. En efecto ambos elementos se proporcionan sumamente para esto, posibilitando por su atomi- cidad múltiple tanta variedad de compuestos como lo vemos en las inúmeras sustancias orgánicas y en la multitud de silicatos en el reino mineral.

Los ácidos silícicos.

Muy varios son sin duda los ácidos sílicos que se han ya preparado hasta el dia, pero de muy pocos conocemos su com- posición química con certeza. Se han analizado solo los siguientes:



Cuando se añade ácido clorhídrico á una disolucion diluida de silicato de potasio muy diluida, el líquido queda claro y tras- parente, encierra sinembargo ácido silícico aislado y disuelto. Pa- ra separar el clorido de potasio formado del ácido silícico se vier- te la solución en un tubo ancho, cerrado por abajo con pergamino vegetal ó una vejiga animal, y se le cuelga en un vaso lleno de agua destilada, cuidando que el nivel de esta esté á la misma al- tura que el de la disolucion en el tubo (fig. 93). Poco á poco pasa todo el clorido potásico y el ácido clorhídrico en exceso al agua, y queda el ácido silícico enteramente en el cilindro (1). El áci- do que se obtiene así en estado disuelto se considera como el normal, es decir el que corresponde á la fórmula



Sinembargo no es posible aislarle, por perder al secar una parte de agua. Tambien de la disolucion se segrega poco á poco formando un precipitado gelatinoso de otro ácido silícico $\text{H}_4\text{Si}_2\text{O}_5$ ó $\text{H}_2\text{Si}_2\text{O}_5$.

Secando el precipitado gelatinoso primero á temperatura ordi- naria sobre al ácido sulfúrico, y en seguida á temperaturas mas

(1) De la misma manera pueden efectuarse varias separaciones de sustancias disueltas, pues unas pasan muy fácilmente por tales mem- branas, al paso que otras no pasan ó casi nada. Graham, que estu- dió muy exactamente este fenómeno llama las primeras sustancias "*cris- taloides*" por ser las cristalinas sobre todo las que pasan, y las últimas "*coloidales*" perteneciendo á ellas las sustancias amorfas y gelatinosas; al método de separacion da el nombre de "*dialisis*" y al fenómeno de difusion el de "*osmosis*".

ó ménos subidas pueden obtenerse entre otros los varios ácidos, cuyas fórmulas dejamos indicadas arriba.

Estos ácidos no son los únicos posibles, al contrario se hallan ya aislados mas, pero sin que se conozca su composicion exactamente, y la variedad suma de los silicatos naturales supone numerosísimos ácidos tampoco comprendidos entre los señalados. La tabla que sigue deja ver las fórmulas de los anhídridos y ácidos silícicos, que asimismo se derivan teóricamente del ácido silícico normal, como los ácidos y anhídridos bóricos del ácido bórico normal (pág. 343). Aunque no podamos asignar para todos los silicatos naturales, por falta de una inquisicion exacta analítica de su composicion á menudo muy complicada, los ácidos especiales á que correspondan, no es de dudar que se han de referir todos á estos ácidos y anhídridos diferentes, y que con esto sus fórmulas se pondrán mucho mas naturales y sencillas que lo eran hasta ahora derivándose todos de uno y mismo ácido silícico (1).

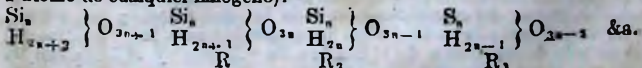
Los ácidos silícicos son, estando secos, povos blancos, ligeros y flojos ó masas amorfas, opalinas, enteramente insolubles en el agua. Se disuelven fácilmente en las disoluciones alcalinas frías produciendo silicatos. Presentan ácidos muy débiles, sin embargo descomponen á temperaturas subidas las demas sales con formacion de silicatos. La disolucion acuosa del ácido silícico obtenido del modo indicado arriba (pág. 379) tiene reaccion ácida, poniendo rojos los papeles de tornasol.

Hay compuestos de silicio, hidrógeno y oxígeno, que no pueden derivarse del ácido silícico normal y son mas bien análogos á las combinaciones orgánicas, teniendo en lugar de átomos de carbono tales de silicio. De tal clase son los dos compuestos, cuyo origen ya hemos indicado ántes (pág. 375) á saber: el anhídrido siliciofórmico $[(SiOH)_2O]$ y el ácido silicioxálico $[Si_2O_2(OH)_2]$ y el de la fórmula $[Si_2(OH)_6]$.

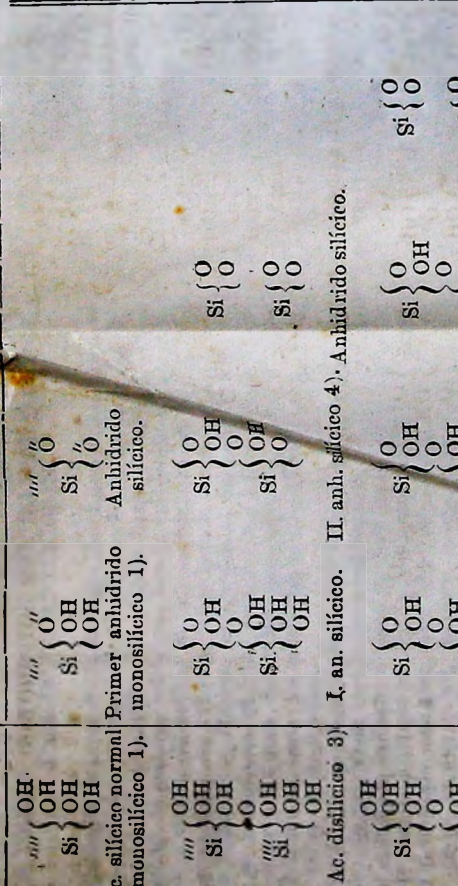
El *anhídrido siliciofórmico ó leucon*, es un polvo blanco, flojo y ligero; á 300° se quema, produciendo anhídrido silícico y vapor de agua. Los hidróxidos alcalinos y el amoniaco le disuelven formando silicatos alcalinos con desarrollo de hidrógeno. Por su tendencia de oxidarse mas es un cuerpo reductor poderoso.

El *ácido silicioxálico* se descompone con desprendimiento de hidrógeno por el influjo de las basis aun mas débiles. Al calentar desprende igualmente hidrógeno y deja anhídrido silícico.

(1) Suponiendo con H. Schiff, que en los ácidos y anhídridos silícicos pueden sustituirse los restos de agua por los halógenos y los oxígenos por otros átomos de azufre, selenio y telurio, podemos derivar del mismo principio las fórmulas para los silicatos mezclados, aun los mas complicados, derivándose de tal suerte de la fórmula general de todos los silicatos y de los compuestos halogenados (en cuyas fórmulas, R expresa 1 átomo de cualquier halógeno):



NOTAS: Para que se vea la correspondencia de estos ácidos con los silicatos naturales pondremos unos pocos ejemplos.
 1) El corresponde entre los silicatos naturales a la fayalita, $H_4 = Fe_2$, olivino, $H_4 = Mg, Fe$, granate, $CaAl_2Si_2O_{12}$.
 2) El mayor número de los silicatos se deriva del primer anhidrido monosilícico, por ejemplo la diopsida, wolastonita; así es que este ácido se considera muy a menudo como el normal.
 3) corresponde a la serpentina, $Mg_3Si_2O_7 + 2ag$, hialingerita, $Fe_2Si_2O_7$.
 4) corresponde a la beaumontita, $(CaAl_2)Si_2O_7 + 6ag$, oquenita $CaSi_2O_6$.
 5) corresponde a la labradorita, $H_6 = (CaNa_2)Al_2$, scolecita $(CaAl_2)Si_2O_7$.
 6) corresponde a la ortoclasa, $K_2Al_2Si_2O_6$, estilbita $(CaAl_2)Si_2O_7 + 5ag$.
 7) corresponde a la leucita, $H_6 = K_2Al_2$, andesina, $H_6 = (Na_2, Ca)Al_2$, hialofana $H_6 = (K, Ba)Al_2$.
 8) corresponde al talco, $Mg_3Si_2O_7 + 5ag$, harmotoma, $(BaK_2)Al_2Si_2O_7 + 5ag$.



BIBLIOTECA
QUITO - ECUADOR

LOS DEMAS COMPUESTOS DEL SILICIO CON LOS ELEMENTOS ANTERIORES.

Estos no se han estudiado hasta ahora sino muy incompletamente. Por eso no nos detendremos mucho en su descripción.

Sulfido de silicio, SiS_2 . Se obtiene haciendo obrar el vapor de sulfido de carbono sobre una mezcla enrojecida de anhídrido silíceo y carbon. El sulfido de silicio formado se deposita en las partes frías del tubo en que se hace la reacción en forma de agujas brillantes y blancas, semejantes al amianto. Al aire húmedo se descompone en ácido sulfhídrico y anhídrido silíceo, el que conserva la forma del sulfido descompuesto.

También se conoce un *selenido de silicio*, además un *hidrosulfido* é *hidrotelurido de silicio*.

Sulfoclorido de silicio, $\text{Si}_2\text{S}_2\text{Cl}_2$ (?). Se le prepara pasando por un tubo de porcelana enrojecido tetraclorido de silicio, al mismo tiempo que ácido sulfhídrico seco, y condensando el producto en un tubo de U. Después se destila este para recoger separadamente el destilado que pasa entre 90 y 100° .—El sulfoclorido de silicio es un líquido móvil, incoloro, transparente, de olor fuerte picante. Hierve á cosa de 100° y tiene la densidad de 1,45. Forma al contacto del agua ácido sulfhídrico, clorhídrico, anhídrido silíceo y azufre.

Nitrido de silicio se obtiene haciendo accionar sobre sí amoníaco y clorido de silicio, ó calentando fuertemente el silicio cristalino en el gas nitrógeno ó en el aire. Es un cuerpo blanco, amorfo, infusible é inalterable á las temperaturas más altas. Ningún ácido, excepto el fluorhídrico le ataca. Fundido con carbonato potásico forma silicato y cianato de potasio, y también cianido cuando el nitrido de silicio está en exceso.

ARTICULO III.

TITANO Y ZIRCONIO Y SUS COMPUESTOS CON LOS ELEMENTOS ANTERIORES.

En vista de que estos elementos, muy escasos en la naturaleza, ofrecen poco interés científico y práctico, trataremos de ellos brevemente en el mismo artículo.

Titano Ti.

Sin. Titan; titanium; titane.

Se obtiene el titano metálico calentando en un crisol de platino el fluorotitanato de potasio con sodio debajo de una cubierta de clorido de sodio. La descomposición se verifica rápidamente y con incandescencia de la materia. Se trata por el agua la masa enfriada y se decantan las partículas grises más ligeras, que con-

tienen siempre un poco de anhídrido titánico: el polvo pesado que queda es titano metálico.

Preparado así este metal, se presenta en forma de un polvo gris, amorfo análogo al del hierro reducido por el hidrógeno.— Si se calienta al aire libre, arde con un brillo ó centelleo muy vivo; si mezclado con óxido de plomo ó de cobre se le sujeta á la acción del fuego, la materia se enciende con tal viveza, que salta fuera del vaso: en ambos casos el titano se convierte en anhídrido titánico. También en el cloro se quema el titano con brillo y producción de tetraclorido. Puesto en contacto del agua, le descompone lentamente á 100°, con rapidez á una temperatura mas subida. Se disuelve fácilmente en el ácido clorhídrico en calor débil, dando un soluto incoloro.

Se encuentra el titano en la naturaleza solo en combinación con otros elementos: los minerales principales son los siguientes. La *anatasa*, *rutila*, *broquita* no son otra cosa que anhídrido titánico (TiO_2) casi puro, los *hierros titanados*, segun unos se han de considerar como mezclas de titanato con sesquióxido de hierro ($FeTiO_3 + xFe_2O_3$), segun otros, como tales de óxido de titano y de sesquióxido de hierro ($Ti_2O_3 + xFe_2O_3$). La *perowsquita* es $CaTiO_3$, la *titanita* ($CaTiO_3 + CaSiO_3$), los minerales que contienen titano al mismo tiempo que niobio y tantaló, ya tenemos indicado (pág. 327 y 328).

COMPUESTOS DEL TITANO.

Fluoridos de titano, Ti_2F_6 y TiF_4 . El primero se obtiene enrojeciendo el fluorotitanato de potasio en una corriente de hidrógeno y tratando el producto con el agua; el segundo, destilando una mezcla de espato de fluor, de anhídrido titánico y ácido sulfúrico concentrado en una retorta de platino. Este último se obtiene así en estado de un líquido incoloro, humeante; en forma cristalina resulta cuando el anhídrido titánico se disuelve en el ácido fluorhídrico, y se evapora la solución hasta la consistencia siruposa.

El tetrafluorido se descompone con el agua, así como el tetrafluorido de silicio, formando el *ácido hidrofliuotitánico* H_2TiF_6 , el que con bases da *fluotitanatos* de la fórmula general M_2TiF_6 .

Hexaclorido (sesquiclorido) de titano, Ti_2Cl_6 . Se obtiene por reducción del tetraclorido. Ebelmen, le preparó pasando una mezcla de hidrógeno y vapores del tetraclorido por un tubo de porcelana enrojecido. Obtenido así presenta escamas moradas oscuras de mucho brillo. Se disuelve en el agua con color morado, pero poco á poco la disolución se pone incolora dejando depositarse ácido titánico, al paso que el líquido contiene ácido clorhídrico. De la disolución morada precipitan los óxidos y carbonatos alcalinos sequihidróxido de titano.

El hexaclorido es uno de los reductivos mas enérgicos que se conocen. Y en efecto, precipita de sus disoluciones al oro, á la plata y al mercurio en estado metálico, y reduce las sales de hierro

y cobre al mínimo de oxidacion. Descompone aun el ácido sulfuroso dejando azufre libre.

Tetraclorido de titano, $TiCl_4$. Para preparar este compuesto, se descompone por el cloro seco una mezcla íntima de anhídrido titánico y de carbon, que se calienta hasta un fuerte calor rojo. Se emplea el mismo aparato que para la preparacion del tetraclorido de silicio (fig. 92, pág. 374). Se obtiene en los tubos de U un líquido amarillo por contener cloro en disolucion, y hallarse ademas mezclado con sesquiclorido de hierro. Para purificarlo se le agita con un poco de mercurio que se combina con el cloro disuelto; y se destila luego en una retorta de vidrio para apartar el sesquiclorido de hierro.

El tetraclorido de titano es un líquido incoloro de olor ácido y picante, que esparce al aire humos blancos y espesos. Su densidad á 0° es 1,7600, hierve á 135°, aun no se solidifica á —25°. Al contacto del aire absorbe los vapores de agua y forma primero una combinacion cristalizada, cuya composicion segun Merz corresponde á la fórmula $TiCl_4 + 3H_2O + 16H_2O$. Vertiendo el tetraclorido de una vez en un volumen considerable de agua, este producto se descompone al formarse por el calor notable que se desarrolla por su formacion: se forma un precipitado blanco de ácido titánico, y queda en el líquido tetraclorido de titano, disuelto á favor de un grande exceso de ácido clorhídrico, y el precipitado mismo se disuelve cuando se le trata por este ácido. Pero cuando se añade poco á poco el agua en porciones pequeñas al tetraclorido, puede obtenerse una disolucion clara del compuesto señalado. Haciendo hervir la disolucion se deposita el ácido titánico, que constituye entonces una modificacion, la cual no se disuelve de nuevo sino con muchísima dificultad en los ácidos.

El tetraclorido de titano se distingue por lo que se une directamente con otros compuestos formando moléculas dobles. Así absorbe con avidez el amoníaco y produce la combinacion: $TiCl_4 + 4NH_3$ ó $TiCl_4 + 6NH_3$, la que sirve para la preparacion de nitrido de titano.

Se combina tambien con el fosfido de hidrógeno y da un polvo pardo, que calentado en vasijas cerradas desprende un poco de ácido clorhídrico y fosfido de hidrógeno, al paso que se produce un sublimado amarillo, que se compone segun la fórmula: $3TiCl_4 + 2PH_3 + 2HCl$.

De una mezcla del tetraclorido de titano y del de azufre se segregan á la temperatura de 0° cristales grandes amarillos, cuya composicion se espresa probablemente por $TiCl_4 + 2SCl_4$.

Tetrabromido de titano, $TiBr_4$. Se obtiene pasando vapores de bromo por encima de una mezcla enrojada de anhídrido titánico y carbon. Es una masa cristalina amarilla, que se funde á 39° y hierve á 230°. El punto de ebullicion está por consiguiente 3.31,3° mas alto que el del clorido, la misma diferencia se observa tambien entre el tetrabromido y el tetraclorido del silicio.

Tetraiodido de titano, TiI_4 , se forma cuando pasan los vapores de iodo sobre titano enrojado, ó conduciendo los vapores del

tetraclorido de titanio con los del hidrógeno y yodo por un tubo enrojecido.

Es una masa roja parduzca con brillo metálico. A 100° se funde en un líquido parduzco y al solidificar se cristaliza en octaedros. Humo al aire, hierve á 360 y destila con descomposicion.

Existen dos óxidos del titanio:

el sesquióxido, Ti_2O_3 ,
el anhídrido titánico, TiO_2 .

Generalmente se admite tambien otra combinacion con el oxígeno. á saber, la del protóxido, TiO ; su existencia es muy probable pero no cierta.

Sesquióxido de titanio, Ti_2O_3 , se obtiene pasando una corriente de hidrógeno sobre anhídrido titánico enrojecido. Es un polvo negro, que calentado fuertemente al contacto del aire se transforma en anhídrido titánico. No le atacan el ácido clorhídrico ó nítrico, pero el ácido sulfúrico le disuelve formando un soluto morado. Un hidróxido correspondiente al sesquióxido se obtiene, si se vierte amoníaco en la disolucion del hexaclorido de titanio (1): se precipita una masa parda, que abandonada en el agua se pone negra, luego azul, y se convierte, en fin, en anhídrido titánico blanco, desprendiéndose al mismo tiempo hidrógeno. El color azul se atribuye á la formacion pasajera de titanato de titanio.

El sesquióxido de titanio forma con los ácidos sales, mas no se las conoce bien, sino el sulfato. Este se obtiene disolviendo el hexaclorido en el ácido sulfúrico y evaporando la disolucion en el vacío sobre cal cáustica. Presenta la sal una masa cristalina morada, muy delicuescente. La disolucion del sulfato, tambien morada, pronto se descolora, principalmente al calentar, por transformarse el sesquióxido en anhídrido titánico. Todas las disoluciones de las sales del sesquióxido de titanio son reductivos poderosos.

Anhídrido titánico, TiO_2 y *ácido titánico*. Ya llevamos indicado, que el mineral llamado *anatasa*, que forma cristales tetragonales de hermoso color azul, está compuesto de anhídrido titánico casi puro. El mismo existe en la naturaleza bajo la forma de cristales igualmente tetragonales, opacos, de color rojo pardo y los mineralogistas le dan el nombre de *rutilo*. La *broquita* (*arcansita*), la tercera forma del anhídrido titánico natural cristalizado, existe en cristales rómbicos, amarillos parduzcos, rojos pardos, hasta negros. Todas estas formas cristalinas se distinguen esencialmente y es por lo propio el anhídrido titánico trimorfo.

Obtiénese anhídrido titánico puro siguiendo el procedimiento

(1) Para preparar el sesquihidróxido de titanio se obra de la manera siguiente. Se comienza disolviendo el anhídrido titánico en ácido clorhídrico, luego se digiere la disolucion á la temperatura de 40 á 50° con cobre metálico. Vertiendo despues la solucion en el amoníaco se precipita el sesquihidróxido de titanio, al paso que el clorido de cobre queda disuelto. Una disolucion pura de hexaclorido se obtiene tratando la disolucion anterior, reducida con cobre, por plata metálica pulverizada: esta precipita todo el cobre transformándose en clorido de plata enteramente insoluble.

la tercera forma del anhídrido titánico natural cristalizado, existe en cristales rómbicos, amarillos parduzcos, rojos pardos, hasta negros. Todas estas formas cristallnas se distinguen esencialmente y es por lo propio el anhídrido titánico *trimorfo*.

Obtíenese *anhídrido titánico* puro siguiendo el procedimiento que vamos á indicar. Se introduce en un crisol de platino colocado dentro de otro de barro, rutilo reducido á polvo fino mezclado con el doble de su peso de carbonato de potasio, y se calienta la mezcla hasta fundirla. Se pulveriza la masa enfriada, y se trata por ácido fluorhídrico diluido. Se forma así un compuesto particular el *fluotitanato de potasio*, poco soluble en el agua. Se calienta hasta la ebullicion, y se filtra rápidamente el líquido hirviendo, que precipita al enfriarse laminitas brillantes de fluotitanato potásico. Tratado de nuevo el depósito por el agua hirviendo, puede suministrar otra porcion de esta sal. Se vuelve á disolver en agua hirviendo el fluotitanato de potasio y se vierte amoniaco en el líquido manteniéndole siempre en ebullicion. Se precipita un polvo blanco de titanato de amonio, que da por calcinacion anhídrido titánico muy puro.

Puede obtenerse *ácido titánico* en estado gelatinoso, operando del modo siguiente. Se mezcla el rutilo, reducido á polvo fino con 2 ó 3 veces su peso de clorido de bario, y se sujeta la mezcla á un fuego fuerte de forja; se pulveriza la materia calcinada y se la trata por agua caliente con el fin de disolver el clorido de bario que no ha sufrido alteracion. El residuo se compone de titanato de bario y de óxido de hierro. Se le calienta en una capsulita de porcelana con ácido sulfúrico concentrado y se activa la temperatura lo bastante para desalojar la mayor parte del ácido sulfúrico en exceso. Se trata la materia por el agua, con lo cual queda un residuo de sulfato de bario que se separa por filtracion. El filtrado contiene sulfato de titano y de hierro disueltos en un exceso del ácido sulfúrico. Se vierte en él otro exceso de amoniaco á fin de precipitar el ácido titánico y el hierro; y luego se hace pasar un poco de ácido sulfhídrico, que transforma el óxido de hierro en sulfido. El precipitado gelatinoso se pone negro: se decanta parte del líquido que sobrenada, y se echa en su lugar una disolucion del anhídrido sulfúreo que disuelve el sulfido de hierro transformándole en hiposulfito. Cuando el precipitado ha perdido todo su color se le recoge en un filtro y se lava con agua.

El ácido titánico tiene, así como el ácido silícico, muy varia composicion según el método de su preparacion (1). Además

(1) Hay todavía bastante oscuridad en cuanto á la composicion de los ácidos titánicos, por no estar conformes según las indicaciones de los diferentes analíticos. En lo siguiente compendremos los ácidos titánicos analizados hasta el día:

Ácido titánico soluble secado al aire,	H_2TiO_3) Merz.
” ” ” ” ” ”	H_2TiO_3	
” ” ” ” ” ”	$H_1.7Ti_3O_{11}$	

, Demoly,

se distinguen dos modificaciones de ácidos titánicos, á saber: tales que son solubles en ácidos y se obtienen eschuyendo en su precipitación todo ascenso de temperatura, como en el método que acabamos de esplicar, y tales que son insolubles y se forman siempre á una temperatura mas ó ménos subida. Llámáanse estos ácidos metatitánicos. Las disoluciones diluidas del ácido titánico en los ácidos precipitan por ebullicion todo ó la mayor parte del que contienen.—Cuando los ácidos titánicos se someten á la acción del calor, llega un instante en que la materia se enciende de pronto, y despues se le halla transformado en anhídrido titánico insoluble en los ácidos.

Los ácidos titánicos son, estando secos, polvos blanquizcos, flojos.

El anhídrido titánico, obtenido al enrojecer los ácidos, se presenta en pedacitos rojos parduzcos, que por su brillo, color y peso específico se acercan tanto mas á la rutila, cuanto mayor era el calor á que se les habia sometido.—Es insoluble en el agua y ácidos, escepto el sulfúrico concentrado. Fundido con carbonato de sodio ó potasio espela el anhídrido carbónico y forma titanatos (M_2TiO_3), que por enfriamiento adquieren textura cristalina; pero tratándolas por el agua, se descomponen: queda un residuo insoluble de titanato muy ácido y un líquido alcalino que encierra muy poco de titanato.

Sulfido de titano, TiS_2 . Solo se conoce una combinacion del titano con el azufre correspondiente al anhídrido titánico, muy parecida al oro musivo (SnS_2). Se le obtiene haciendo pasar por un tubo de vidrio calentado hasta el rojo, una corriente de gas ácido sulfhídrico, saturado de vapor de tetraclorido de titano á 100° . Las paredes interiores del tubo quedan cubiertas de una capa de sulfido de titano, bajo la forma de escamas con brillo metálico y color amarillo de laton.

Nitridos de titano. Conócense varias combinaciones del titano con el nitrógeno.

Si se dirige una corriente de gas amoníaco seco al interior

..	en el vacío $H_6Ti_3O_3$, Tuettschew,
..	sobre ác. sulf. H_2TiO_3 , Merz,
..	sobre ác. sulf. en el vacío, $H_2Ti_2O_6$, Rose,
..	á 60° $H_6Ti_4O_{11}$, Merz,
..	á 100° $H_2Ti_2O_5$, Demoly, Merz,
..	á 140° $H_2Ti_2O_6$, Tuettschew,
..	á 140° $H_4Ti_3O_5$, Demoly,
Acido metatitánico secado				sobre ácido sulf. H_4TiO_4 , Tuettschew,
..	al aire, H_2TiO_3 , Merz,
..	sobre ácido sulf. ó á 60° $H_2Ti_2O_5$, ..
..	á 100° $H_2Ti_3O_7$, ..
..	á 120° $H_6Ti_3O_{10}$, Tuettschew,
..	á 140° $H_4Ti_2O_8$, Tuettschew, Demoly.

El precipitado de ácido titánico gelatinoso soluble que resulta por descomposicion espontánea de ($TiCl_4 + PCl_5$) al aire húmedo es secado sobre ácido sulf. H_4TiO_4 , Tuettschew.

.. á $110-120^\circ$ H_4TiO_4 , ..

de un matraz de fondo plano y de vidrio poco fusible, que contenga tetraclorido de titanio, este se transforma en un polvo blanco, que es el compuesto doble de amoníaco y tetraclorido de titanio que llevamos indicado (pág. 383). Si en tal estado se ponen algunas ascuas al rededor del matraz, manteniendo la corriente de gas amoníaco, se sublima sal amoníaco en gran cantidad depositándose en la parte superior del matraz y quedan en el fondo unas laminillas brillantes de color rojo purpúreo y un polvo azul de índigo, formadas ambas sustancias por un nitrido de titanio de la fórmula, $Ti_3N_5 (= 3TiN_2 \cdot Ti_3N_2)$.

Si se hace pasar gas amoníaco por entre anhídrido titánico calentado fuertemente en un tubo de porcelana, se forma otro nitrido, TiN_2 , que queda en el tubo bajo la forma de un polvo violeta con reflejos rojizos.

Ciertos minerales contienen en mezcla muy cortas cantidades de hierro titanado ó rutilo. Ocurre con frecuencia, cuando se derriban los altos hornos en que se han fundido minerales de esta especie, el encontrar en las grietas de la obra ó en la masa de fundición medio afinada que se adhiere á sus paredes cristales cúbicos, de color rojo de cobre y muy brillantes, que se habian considerado ántes como titanio metálico. Pero experimentos mas recientes han demostrado que estos cristales son una combinación de cianido de titanio con un nitrido de titanio de la fórmula Ti_3N_2 , á saber $Ti(CN)_2 \cdot 3Ti_3N_2$. Para separar los cristales cúbicos de la masa metálica que los aglutina, es necesario tratarla sucesivamente por los ácidos clorhídrico, sulfúrico y fluorhídrico, que disuelven al hierro y á las escorias sin atacar el compuesto titanado. Se purifica este por *levigación*, que es fácil ejecutar atendida la mucha densidad que poseen los cristales titanados. Estos son muy duros, pues rayan al cuarzo, y volátiles á una temperatura elevada.

Zirconio Zr.

Sin. Zirconium.

El zirconio metálico existe en tres modificaciones análogas á las del silicio. El *zirconio amorfo* se obtiene descomponiendo el fluozirconato de potasio (K_2ZrF_6) por el potasio. Se presenta en polvo gris negro semejante al del carbono, que adquiere brillo metálico frotándole con un cuerpo duro. Su porosidad es tanta que se calienta hasta encenderse, cuando se le pone en contacto del aire despues de enrojecerle en el vacío. Calentado al aire libre se enciende y arde con mucho brillo formando anhídrido zircónico, ZrO_2 . Los ácidos y aun el agua régia no le atacan, ó muy poco; solo el ácido fluorhídrico le disuelve fácilmente con desprendimiento de hidrógeno. Fundido con hidróxido, carbonato, nitrato, clorato de potasio, borax &c, se oxida. No conduce la electricidad.

El *zirconio cristalino* ó diamantino se obtiene calentando 1 parte de fluozirconato de potasio con $1\frac{1}{2}$ de aluminio en un cri-

sol de carbon de retortas á la temperatura de la fusion del hierro. Esta modificacion se presenta en laminitas parecidas por el color, lustre &c. al antimonio. Su densidad es 4,15. Al rojo aun no se oxida, y al rojo blanco solo se cubre con una capa muy delgada de anhídrido zircónico. Con el cloro se combina directamente al rojo oscuro. Con el hidróxido de potasio da zirconato de potasio, pero no ataca al nitrato y clorato potásico fundido. El ácido fluorhídrico le disuelve fácil y rápidamente, tambien los demas ácidos le atacan mas que al zirconio amorfo.

El zirconio grafitoide parece formarse solo en circunstancias muy particulares. Troost le obtuvo en forma de escamas grises de acero descomponiendo el zirconato de sodio por el hierro á la temperatura del cobre fundido.

Compuestos del zirconio.

Fluorido de zirconio, ZrFl₄. Se obtiene en estado soluble enrojeciendole débilmente una mezcla de anhídrido zircónico con el fluorido de amonio. Insoluble en el agua y ácido resulta, cuando se le prepara calentando al rojo blanco una mezcla de anhídrido zircónico con fluorido de calcio en el gas ácido clorhídrico.

Con el agua no produce un ácido correspondiente al ácido hidrofusilícico, mas existen los compuestos salinos derivados de tal ácido, los fluozirconatos de la fórmula general M_2ZrFl_2 . Con el fluorido de silicio se combina para formar el fluorido doble $ZrFl_4 + SiFl_4$, que se obtiene en forma de cristales brillantes evaporando su disolucion.

Evaporando lentamente la disolucion del fluorido de zirconio á la cual se ha puesto un poco de ácido fluorhídrico, se segregan cristales prismáticos brillantes, cuya composicion se espresa por la fórmula $ZrFl_4 + 3H_2O$.

Clorido de zirconio, ZrCl₄. Se le prepara como el tetraclorido de silicio. Los vapores del clorido se condensan durante la preparacion en una masa cristalina blanca, que se disuelve en el agua con desarrollo de calor considerable. El peso específico del vapor es 117,2. Evaporando su disolucion acuosa, se desprende ácido clorhídrico y se engendran cristales de un oxiclorigido: $ZrOCl_2 + 9H_2O$. Al calentar, desprenden vapores de agua y ácido clorhídrico, se ponen opacos y queda el compuesto ($2ZrO_2 + ZrCl_4$) insoluble en agua.

Bromido de zirconio, ZrBr₄. Se obtiene enrojeciendole fuertemente en una corriente de vapor de bromo y anhídrido carbónico bolitas hechas con carbon de azúcar, almidon y anhídrido zircónico. Obtenido así presenta un polvo blanco, cristalizado é higroscópico. Con el agua verifica una reaccion enérgica produciendo oxibromido de zirconio, $ZrOBr_2$.

El óxido de zircono ó anhídrido zircónico (zircona), ZrO₂, es el único que se ha obtenido hasta el dia; existe en cantidad considerable en un mineral bien cristalizado, que los mineralogistas llaman *zircon* ó *hiacinta* y es una combinacion de equivalentes iguales de anhídrido silícico y zircónico, $ZrO_2 \cdot SiO_2$, que suele

contener cantidades cortas de óxido de hierro. Para obtener el anhídrido zircónico se calienta dicho mineral en un crisol, y cuando está enrojecido se le echa en agua fría con objeto de desagregar la materia y darle la friabilidad necesaria para poderla reducir á polvo fino. Pulverizado finamente, se le introduce en un crisol de platino con tres veces su peso de carbonato de potasio, y se someta la mezcla á un fuego fuerte, al rojo blanco. Se ataca por el ácido clorhídrico la masa que resulta, se evapora la disolución hasta sequedad del residuo, que se trata por el agua. Se separa la sílice por filtración y en el líquido se vierte sulfido de amonio, que precipita el zirconio en estado de zirconato sólido y el hierro en el de sulfido. Se decanta el líquido que sobrenada, y se deja digerir el precipitado algunas horas en una disolución del anhídrido sulfuroso (1). El sulfido de hierro se disuelve en estado de hiposulfito y queda el anhídrido zircónico, unido al óxido sódico, en polvo blanco, que disuelto en el ácido clorhídrico diluido, da con el amoníaco é hidróxido de sodio con precipitado de ácido zircónico.

Este ácido zircónico, secado á 14° tiene por fórmula, H_4ZrO_4 , es por lo tanto el ácido zircónico normal. Así como el ácido silícico, se transforma por el calor en varios ácidos, que tienen menos de hidrógeno y oxígeno segun la composición porcentica ó relativa. También hay dos modificaciones de ácidos zircónicos, unos son fácilmente solubles en ácidos, y otros, espuestos á una temperatura elevada, que no se disuelven sino muy poco y lentamente.

Enrojeciendo los ácidos zircónicos queda anhídrido zircónico, no soluble en ningún ácido, escepto el sulfúrico concentrado, con el cual forma un sulfato. Se le puede transformar también en compuestos solubles fundiéndole con el sulfato ácido de potasio ó fluorido de potasio (y de amonio).

Sulfido de zirconio, se obtiene en forma de polvo pardo, oscuro calentando el zirconio con el azufre en el gas hidrógeno. No se disuelve sino en el ácido fluorhídrico.

Nitrado de zirconio. Zirconio nitrogenado se obtiene calentando fuertemente el zirconio amorfo en una corriente rápida de amoníaco.

ARTICULO IV.

ESTAÑO Y SUS COMPUESTOS CON LOS ELEMENTOS ANTERIORES.

Estaño Sn.

Sin. zinn; tin; etain.

1º **ESTRACCION DEL METAL.** El único mineral de estaño que se explota es el óxido ó anhídrido estánico (*casiterita*). Se le en-

(1) El óxido de hierro se puede separar del compuesto zirconado también por una simple levigación,

cuentra en los terrenos mas antiguos, formando pequeños filones ó vetas irregulares en medio de rocas graníticas. Tambien existe en las arenas de acarreo, procedentes de la destruccion de estas mismas rocas. Los principales criaderos de mineral de estaño son los de Sajonia, Bohemia, Inglaterra y las de las Indias. En España se encuentra en Galicia y en la provincia de Zamora. Se empieza pulverizando los minerales, cuando son pedregosos ó en roca, el mineral pulverizado y las arenas estaníferas se someten á lavados para quitarles todas las gangas y materias térreas. Estos lavados se verifican bajo condiciones muy favorables, y pueden aplicarse á las arenas que solo contengan $\frac{1}{2}$ por ciento de metal; pues siendo el óxido de estaño mucho mas denso que la ganga, y ademas muy duro, la separacion entre las materias metálicas y lapídeas es sumamente fácil.—El mineral lavado suele estar mezclado con otros minerales muy densos, como sulfidos, sulfarsenidos, arsenidos, óxidos de hierro, cobre, plomo &c. Se le sujeta en seguida á una torrefaccion en montones al aire libre ó en hornos: el óxido de estaño no experimenta alteracion alguna; pero los sulfidos, sulfarsenidos &c. se oxidan parcialmente y quedan friables. Sometiendo de nuevo el mineral á la accion de los bocartes, las materias tostadas se reducen á polvo, mientras el óxido de estaño conserva sensiblemente su estado primitivo; de modo que por medio de nuevos lavados pueden separarse con facilidad las materias alteradas por el tueste, obteniéndose un mineral muy rico, que suolo dar mas de 50 por ciento de estaño.

El mineral así preparado y carbon de leña se introducen por capas alternantes en la cuba A de un horno de manga (fig. 94) donde un fuelle inyecta aire por el cañon D y activa la combustion. Redúcese dicho óxido por el de carbono, y el metal se reúne en estado líquido en un crisol exterior B formado de dos piedras de granito, cuyas paredes interiores se revistan con brasca. En la parte inferior del crisol hay un agujero para dar salida al metal derretido, que va á parar á una marmita ó caldera de fundicion C, donde se le agita con ramas verdes. El vapor de agua y los gases que provienen de la carbonizacion de la leña llevan á la superficie todas las materias estrañas que se quitan, y se echa el metal en moldes.

El estaño así obtenido es impuro, pues contiene siempre algo de cobre, hierro, arsénico, plomo y antimonio. Para afinarle se le calienta despacio en el suelo de un hornillo de reverbero: el estaño puro es el primero que se funde y corre fuera del hornillo, mientras que quedan en el suelo las aleaciones ménos fusibles. Si no basta esta primera *licuacion*, se repite otra segunda, y se obtiene de este modo un metal casi puro.

Cuando se quiere tener estaño químicamente puro, se ataca el metal del comercio por ácido nítrico, que oxida las materias estrañas, y le transforma en un polvo blanco, insoluble, formado de anhídrido estánico. Se lava este polvo con ácido clorhídrico debilitado, para estar mas seguro de separar todas las materias estrañas; y despues se le reduce al estado de régulo me-

túlico, calentándole en un crisol con brasca.

2º PROPIEDADES FÍSICAS. El estaño es un metal blanco, cuyo aspecto y brillo recuerda el de la plata; frotado entre los dedos adquiere un olor característico y desagradable. El estaño es muy maleable, y batiéndole con un martillo se le reduce á láminas delgadísimas, en cuya operacion no se *templa*, es decir, que queda blando y flexible, propiedad que le es comun con el plomo; todos los demas metales se *templan* con el martilleo ó la laminacion. Su maleabilidad es mayor á 100º, que á la temperatura ordinaria. Su tenacidad es muy limitada aunque algo superior á la del plomo, pues un hilo de 2 milímetros de diámetro se rompe por una carga de 24 kilogramos. Cuando se encorva una varilla de estaño, produce un ruido ó crujido particular, llamado "*grito del estaño*", que es debido á la textura cristalina que el metal presenta en su interior.

El estaño es el mas fusible de todos los metales usuales, pues se funde ya á 228º. Se le puede fundir en un pliego de papel situado en una placa de palastro ligeramente calentada por su cara inferior. Al rojo blanco da vapores sensibles, cuya tension es muy débil, porque tambien es la pérdida que experimenta el metal á esta temperatura.

Su tendencia á la cristalización es muy marcada, y se descubre fácilmente su textura cristalina atacando su superficie por un ácido que separa la película exterior. La superficie se presenta entonces anacarada y con cambiante de colores, á consecuencia de las reflexiones desiguales y en diversos sentidos que experimenta la luz sobre los cantos de las hojuelas cristalinicas que quedan descubiertas por la accion del ácido. Puede obtenerse estaño cristalizado por fusion, fundiendo en un vaso muchos kilogramos de metal, y dejando enfriar la masa líquida en un baño de arena calentado, se agujerea con un carbon hecho ascua la costra sólida que se forma, y vertiendo el metal interior que se conserva líquido, se descubren sobre las paredes del vaso una multitud de cristales del sistema regular con frecuencia bastante gruesos, aunque es raro encontrarlos distintamente acabados en todo su contorno.—Cuando se precipita el metal por los medios galvánicos, pueden formarse cristales prismáticos, largos brillantes cuya forma pertenece al sistema tetragonal. Para esto se echa en una gran copa de vidrio una disolucion concentrada de subclorido de estaño, y por encima se vierte con precaucion agua pura, que forma una capa superior, se introduce despues en la copa una lámina de estaño, de modo que atraviesa las dos capas. Esta lámina se cubre rápidamente de hermosos cristales metálicos muy brillantes.

La densidad del estaño es 7,29, y no aumenta sensiblemente respecto del metal batido. (1)

(1) El estaño es demasiado maleable para que se pueda reducir á polvo por la percusion. Si se le quiere tener muy dividido, se emplean sus limaduras, ó las hojas de estaño muy delgadas, que se encuentran en el comercio y sirven para diferentes usos como para envolver jabones, pastillas de chocolate, rapé &c. Puede obtenerse tam-

3.^a **PROPIEDADES QUÍMICAS:** El estaño se combina directamente (casi con todos los elementos electronegativos (cloro, bromo, iodo, oxígeno, azufre, fósforo, arsénico, antimonio y bismuto); con el mayor número de metales da aleaciones; tiene maleabilidad es menor que la del estaño y la densidad mayor que la del metal ingrediente, mas denso. Espuesto al aire no se altera sensiblemente; á la temperatura ordinaria. A la fusión se cubre pronto con una película gris, que es una mezcla de subóxido y óxido de estaño. La oxidacion marcha con mas rapidez cuando la temperatura es mas elevada, y al rojo blanco se enciende y arde con llama blanca. La oxidacion es favorecida notablemente por un contenido de plomo. El estaño descompone el vapor de agua al rojo, y se transforma en óxido estánico. No se oxida sino muy lentamente en el agua á temperatura ordinaria, mas pronto en agua salada, pero no se disuelve; si es plomífero se disuelve solo el óxido de plomo.

El ácido clorhídrico disuelve el estaño con desprendimiento de hidrógeno y produccion de subclorido (SnCl_2), la accion del ácido diluido es á la temperatura ordinaria muy lenta.—El ácido sulfúrico diluido le ataca tambien en caliente desprendiéndose hidrógeno; pero la oxidacion del metal se verifica con lentitud. La accion del mismo concentrado y caliente es muy enérgica: se desarrolla anhídrido sulfuroso y el metal se convierte en subsulfato.—El ácido nítrico le oxida fácilmente y le transforma en ácido metaestánico. Si se trata este metal por el ácido nítrico concentrado, hay desprendimiento de óxido de nitrógeno; pero si el ácido está muy diluido se efectúa la reaccion sin desprendimiento de gas y se forma nitrato de amonio (cfr. pág. 224). Cuando el ácido nítrico está en el máximo de concentracion, deja de atacar el estaño, y este conserva todo su brillo. Pero si se vierten en el ácido algunas gotas de agua, se produce una reaccion tan violenta, que el líquido con frecuencia es arrojado fuera del vaso por este desprendimiento impetuoso del gas.—El agua régia le disuelve fácilmente; si predomina en la mezcla el ácido clorhídrico, se forma clorido de estaño (SnCl_4).

Las lejías alcalinas disuelven el estaño en caliente produciendo metastanatos y desarrollando hidrógeno.

Calcinando el estaño con el nitrato de potasio se forma igualmente metastanato.

4.^o **APLICACIONES.** La insalterabilidad del estaño al aire y la inoxidacion de sus sales cuando están en pequeña cantidad, le hace emplear en la confeccion de diversos vasos, cubiertos de mesa &c, aleándolo ordinariamente con un poco de plomo para que sea ménos quebradizo. Tambien se utiliza este metal en estado de hojas

bien en forma de polvo, vertiendo el estaño fundido en una cajita de madera, cuyas paredes se han cubierto con creta, y agitando despues vivamente durante el enfriamiento. Con el mismo objeto se funde tambien el metal en una cápsula de porcelana; y se le remueve rápidamente con una brocha, hasta que enfrie. Los glóbulos muy ténues así obtenidos, pueden en seguida separarse en varias clases, segun su tamaño por medio de lavados ó tamices.

muy delgadas, ya para el azogado de los espejos, ya para envolver ciertos objetos y preservarlos del contacto del aire y humedad. Estas hojas se preparan á martillo, y se emplea en ellas estaño de la primera calidad. Sirve ademas en el estañado de las vasijas de cobre y hierro de las cocinas (1).

Una de las aplicaciones mas importantes del estaño, es el estañado de las planchas de palastro, que por esta operacion quedan transformadas en *hoja de lata*. Para prepararla se desoxida el palastro sumergiéndole en el ácido sulfúrico diluido, que disuelve la película de óxido; se le frota en seguida con arena, se le introduce en sebo fundido y un baño de estaño cubierto de sebo. Cuando se le saca está estañado, se ha formado al contacto del hierro una verdadera aleacion de hierro y estaño recubierta de este metal puro. La hoja de lata se conserva tambien como el estaño, en tanto que el hierro no tiene el contacto del aire por ninguno de sus puntos; mas si al cortarla se pone el hierro á descubierto, la oxidacion camina mas rápidamente que si no hubiera estaño: produce una pila cuyo elemento positivo es el hierro.—Lavando con una especie de agua régia formada de 2 partes de ácido clorhídrico, 1 de ácido nítrico, 3 de agua, la superficie de la hoja de lata, se quita la capa superficial y se hace visible la superficie cristalizada de la aleacion de estaño y de hierro. La superficie de las láminas aparece entonces anubarrada ó en aguas, ó con otros dibujos muy hermosos á veces, vistas por reflexion. Así se tiene lo que se llama "*muaré metálico*". El dibu-

(1) El mejor procedimiento para estañar instantáneamente cobre, laton y hierro (acero, hierro colado ó bañado) es el que vamos á indicar. Obtiénese una cubierta continua delgadísima que adhiere con suma firmeza al metal.

Para este fin se necesita: 1.º *Un objeto de dichos metales con una superficie seca, privada de óxido y de toda impureza, por eso se le debe limpiar bien de antemano con arena fina:* 2.º *Polvo de zinc.* Se le prepara vertiendo el zinc fundido en un almirez de hierro colado ántes calentado. Inmediatamente despues de solidificarse este metal se deja pulverizar con facilidad. En fin, se hace pasar el polvo por un tamiz para separar el polvo fino de las partes gruesas: 3.º *Una disolucion de subclorido de estaño* que contiene 5 á 10 por ciento de la sal y á la cual se añade un poquito de tártaro (tartarato ácido de potasio); 4.º *Un trapo, esponja ó cosa semejante.*

La operacion misma es muy sencilla. Se comienza empapando el trapo en la disolucion del subclorido y mojado toda la superficie metálica destinada al estañado. Despues se coge con el mismo trapo algo del polvo de zinc estendido sobre una lámina de vidrio, y se frota con él la superficie que se ha de estañar: al momento se cubre esta con estaño. Esta operacion se repite en seguida, es decir: se empapa el trapo con el subclorido, se coge zinc, se frota hasta que todo esté bien cubierto con el estaño. Hecho esto, lo que no necesitará mas de 1 á 2 minutos para objetos de menor estension, como cucharas, tijeras, candeleros &c., se lava con agua y se pulimenta con polvo de creta. Sobre el laton bruñado parece tal estañado plateadura y retiene por mucho tiempo su brillo.—Comunmente se efectúa el estañado de cobre y hierro metiendo los objetos bien limpios en un baño de estaño y frotándolos despues con estopas empapadas en sal amoníaco.

jo se puede modificar como se quiere, y para esto se pasa por el reverso de la lámina un hierro caliente, el cual produce una nueva fusión en el estaño, que se solidifica y cristaliza en cuanto se aparta el hierro caliente; pero como esta cristalización se verifica con más rapidez que la anterior resulta un dibujo mucho más fino en medio del primitivo. Es necesario cubrir inmediatamente estas láminas con un barniz transparente, al que pueden darse diferentes colores.

Entra, en fin, el estaño en la fabricación de bronce y aleaciones usuales.

5° **ESTAÑO NATURAL.** Como ya tenemos dicho, el mineral principal de estaño es el óxido de estaño ó la *casiterita*. Se lo halla en masas, diseminado, de todos tamaños, cristalizado sobre todo en los terrenos primitivos, donde se cria en vetas y en cúmulos, que son partes de montañas muy grandes atravesadas en todas direcciones por cintas de estaño á veces muy próximas unas á otras. Encuéntrase también en los fosfidos y esquitas que forman la base de los terrenos de transición. El estaño de lavadero es aquella especie de casiterita que hallándose en su lecho secundario, en aluviones, se presenta en piedras rodadas de varios colores y en formas estalácticas. Las minas más importantes tiene Alemania (en la Sajonia y Bohemia), Inglaterra (en la provincia Cornwallis), Méjico (en Guanaxatos), el Brasil (al río de Velhas, en la provincia Minas Geraes). Según Tschudi sería Bolivia el país más rico en estaño. Muy estimado por su pureza es el estaño que explota en la isla de Banca y en la península Malaca.

Fuera de la casiterita hay todavía de minerales de estaño la *estanina* que es una sulfosal doble $2\text{Cu}_2\text{SnS}_2 + (\text{FeZn})\text{SnS}_2$, la *estanita* que es un silicato de estaño.

COMPUESTOS DEL ESTAÑO CON LOS HALÓGENOS.

Fluorides.

Subfluorido ó difluorido de estaño, SnFl_2 . Se obtiene por la acción del ácido fluorhídrico sobre el estaño ó subóxido de estaño. Este compuesto cristaliza con facilidad en prismas clinorómbicos, blancos y brillantes. Con un exceso de ácido fluorhídrico se forma un fluorido doble y ácido ($\text{SnFl}_2 + \text{HFl}$).

Fluorido (ó tetrafluorido) de estaño, SnFl_4 . Es un compuesto no cristizable, que se coagula calentando sus disoluciones, con los fluoridos metálicos produce fluostanatas isomorfos á los fluosilicatos. También se une al tetrafluorido de silicio formando $\text{SnFl}_4 + \text{SiFl}_4$, muy soluble y cristizable en prismas largos.

Cloridos.

Subclorido (protoclorido, diclorido) de estaño, SnCl_2 . Se le obtiene en estado anhidrico destilando una mezcla de mercurio corrosivo (HgCl_2) con estaño dividido en exceso. Hidratado re-

sulta cuando se disuelve el metal en el ácido clorhídrico concentrado é hirviendo, y evaporando hasta la cristalización del líquido. Para acelerar la disolución se añade unas gotas de ácido nítrico; pues estando el estaño en exceso, no se ha de tener por eso la formación de tetraclorido, el que se reduciría inmediatamente por el hidrógeno nascente y el estaño metálico.

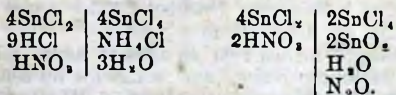
Esta sal, llamada "*sal de estaño*" se prepara en gran cantidad industrialmente para los usos de la tintorería. Al efecto se calientan por medio de vapor de agua ácido clorhídrico concentrado y granalla de estaño en grandes vasijas de cobre. Llegada la concentración de la solución á unos 75° de Beaumé se la deja cristalizar en vasos de gres.

El subclorido anhídrico es una masa incolora, brillante, de fractura vítrea; es fusible y volátil al rojo.

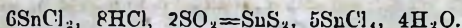
El subclorido hidratado, que tiene por la fórmula $\text{SnCl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$, se deposita siempre de las disoluciones del subclorido, al evaporarlas. bajo la forma de prismas clinorómbicas blancas, que se ponen fácilmente amarillentas. Obtenido por la acción del subóxido de estaño sobre el tetraclorido, cristaliza con 4 moléculas de agua. Calentando el subclorido hidratado en una retorta, pierde fácilmente su agua, y queda un producto blanco de fractura cristalina; pero se descompone siempre una parte del subclorido durante esta desecación, y se desprende ácido clorhídrico.—El subclorido hidratado se disuelve sin alteración en el agua, cuando es muy corta la cantidad de este líquido, pero si es algo considerable, se descompone, y da un oxiclорido insoluble SnCl_2O .

El subclorido de estaño es muy ávido de oxígeno; arrebatando este gas al aire húmedo transformándose en una mezcla de tetraclorido y óxido de estaño (SnO_2). Quita á un gran número de óxidos y sales metálicas oxígeno haciéndoles pasar á un estado inferior de oxidación y aun al estado metálico. Así precipita fácilmente al mercurio y á la plata en el estado metálico, cuando se encuentran disueltos, y reduce al mínimo de oxidación las sesquisales de hierro y las sales de cobre.

Aun con mayor avidez se apodera del cloro para transformarse en tetraclorido. Así se cambia no solo en contacto del cloro y cloridos (HgCl_2 , Hg_2Cl_2 , CuCl_2 , FeCl_3), sino tambien en la presencia simultánea de sustancias oxidantes (ácido nítrico, crómico, mangánico, permangánico &c.) y del ácido clorhídrico. Hé aquí las reacciones que verifica con el ácido nítrico sin ó con el influjo simultáneo del ácido clorhídrico:



Aun el anhídrido sulfuroso se reduce en presencia del ácido clorhídrico al estado del ácido sulfhídrico:



El subclorido de estaño se une directamente al amoníaco, y forma con los cloridos alcalinos cloridos dobles.

Tetraclorido ó clorido de estaño, SnCl₄. Este compuesto era lo que los antiguos químicos llamaban "*licor fumante de Libavio*." Se le prepara tratando el metal por un exceso de cloro. Es tan considerable la afinidad de estos dos cuerpos, que las limaduras de estaño se encienden cuando se las deja caer en un frasco lleno de cloro seco. Para preparar cierta cantidad del tetraclorido, se coloca estaño en una retorta de vidrio tubulada, provisto de un recipiente bien enfriado y se dirige una corriente de cloro seco por el orificio superior de la retorta. El estaño se combina al instante con el cloro; y si se calienta ligeramente la retorta, pasa por destilacion un líquido que se condensa en el recipiente. El color rojo que suele presentar este líquido es debido al cloro disuelto; para purificarlo se le agita con un poco de estaño en limaduras ó de subclorido de estaño, y se somete á una segunda destilacion. Tambien puede prepararse el mismo cuerpo, calentando en una retorta de vidrio una mezcla de 1 parte de limaduras de estaño y 5 de clorido de mercurio (HgCl₂).

El tetraclorido de estaño forma un líquido incoloro, que hierve á 120° y cuya densidad es 2,28; la densidad de su vapor es 132,5 (9,18 aire=1). Esparce al aire humos blancos muy espesos, formando con los vapores del agua un hidrato de tension insensible. Si se echan algunas gotas de agua en el tetraclorido, producen un ruido semejante al de un hierro rojo sumergido en el agua. El tetraclorido no se puede electrizar por no ser conductor. Se combina con varios cloridos básicos formando cloridos dobles ó *clorostanatos*, que se cristalizan fácilmente. Unese tambien directamente y á temperatura ordinaria al amoníaco y da un polvo sublimable. Asimismo se combina con el fosfido de hidrógeno gaseoso (SnCl₄.PH₃). Ademas se conocen los compuestos: SnCl₄.2SnCl₄; 2SnCl₄.PCl₃; SnCl₄.2NOCl; SnCl₄.N₂O₅; SnS₂.SnCl₄.

El tetraclorido puede disolver numerosos cuerpos: disuelve, por ejemplo, en caliente el azufre cristalizado, el iodo, fósforo ordinario, por enfriamiento estos se segregan cristalizando. No disuelve el silicio, teluro, antimonio, bismuto, estaño, ni los óxidos ó cloridos metálicos.

Hidratos del tetraclorido. El tetraclorido se une al agua con mucha energía y con desarrollo de calor notable produciendo diferentes hidratos solubles en agua. Por la union se verifica una contraccion muy sensible, pues una solucion que encierra 70 por ciento de tetraclorido tiene por densidad 1,973 y ocupa solo $\frac{1}{3}$ del volumen total del tetraclorido y agua.

El hidrato ménos rico en agua es aquel mismo que corresponde á la concentracion que acabamos de señalar, y tiene la composicion que se espresa por SnCl₄.+3H₂O. El se forma cuando se abandona el tetraclorido al contacto del aire en un tubo abierto: las paredes de este se cubren poco á poco de cristales aislados romboédricos y brillantes; tambien se le ve engendrar-se espontáneamente al fondo ó debajo del tapon de los frascos

en que se conserva por mucho tiempo el tetraclorido — Una disolución que tiene una molécula de tetraclorido por 4 de agua, da al enfriarla bajo 30°, cristales correspondientes á esta misma proporción ($\text{SnCl}_4 + 4\text{H}_2\text{O}$).—Gerlach obtuvo el hidrato $\text{SnCl}_4 + 8\text{H}_2\text{O}$, en forma de cristales poco opacos y delicuescentes, enfriando á una muy baja temperatura una disolución acuosa del tetraclorido medianamente concentrado.

El hidrato mas estable es el que corresponde á la fórmula $\text{SnCl}_4 + 5\text{H}_2\text{O}$. Teniendo una aplicación notable en las artes bajo el nombre "*azufurizado de estaño*" se le prepara en cantidades grandes disolviendo estaño en agua régia que contenga un exceso de ácido clorhídrico, ó lo que es mas comun, pasando una corriente de cloro por una disolución de subclorido de estaño, hasta que ya no precipite el licor las sales de oro. Se le concentra entonces hasta que se cuaje en masa por enfriamiento.— Este hidrato se disuelve en toda proporción de agua fuertemente acidulada por el ácido clorhídrico; mas el agua pura agregada en suficiente cantidad le descompone parcialmente en ácido clorhídrico y estánico. La disolución acuosa del tetraclorido disuelve el estaño transformándose en una de subclorido. Disuelve igualmente el subóxido ó hidrosobóxido de estaño y da un líquido espeso que deja cristalizar $\text{SnCl}_2 + 4\text{H}_2\text{O}$; añadiendo bastante de subóxido, todo el tetraclorido se reduce y se forma ácido estánico que se deposita con el exceso del subóxido.

Usos. El subclorido de estaño se emplea como mordiente en tintura para hacer desaparecer los colores obtenidos por el sesquióxido de hierro ó el de manganeso. Reduce estos cuerpos al estado de protóxidos, solubles en el ácido clorhídrico diluido.—El tetraclorido de estaño se utiliza en los tintes para realzar el brillo de ciertos colores y fijar otros que tomarian difícilmente sin mordiente.

Bromidos y iodidos.

El subbromido (*debromido*) de estaño, SnBr_2 , se presenta en prismas hexagonales, y se forma por reducción del tetrabromido ó por la acción del ácido bromhídrico sobre el estaño.—El bromido (*tetrabromido*) de estaño, SnBr_4 , se obtiene atacando el estaño por vapores de bromo. La reacción se hace con desarrollo de luz; el producto es sólido é incoloro, fusible á 39°, de la densidad 3,322, volátil y soluble en el agua.

Subiodido (*diiodido*) de estaño, SnI_2 . Se le prepara calentando 118 partes de estaño con 254 de iodo, ó por via húmeda, tratando el polvo de estaño con el ácido iodhídrico ó por la acción del iodo sobre estaño puesto bajo el agua.

Destilado á la temperatura de fusión del vidrio, forma una masa cristalizada de color rojo vivo. Es poco soluble en el agua, la disolución deja depositarse agujas bellas rojas que son el hidrato $\text{SnI}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$. En calor se transforma en tetraiodido y óxido estánico.—Absorbe el gas amoníaco produciendo una sustancia pulverulenta blanca ($\text{SnI}_2 + 4\text{NH}_3$). Con los iodidos alcalinos forma iodidos dobles de la fórmula general ($\text{SnI}_2 \cdot \text{MI}$). También

se une al tetraclorido y da la combinacion, $\text{SnI}_2 \cdot \text{SnCl}_4$, que cristaliza en prismas anaranjadas.

Iodido (tetraiodido) de estaño. SnI_4 . Si se calienta 118 partes de estaño con 503 de iodo á 50° hay desarrollo de luz y produccion de este iodido. Mas fácilmente y en estado cristalizado se le obtiene agregando iodo á la limadura de estaño puesta en el sulfido de carbono, y evaporando en seguida el sulfido de carbono.

El tetraiodido cristaliza en octaedros rojos anaranjados, fusibles á 146° , licuado hierve á 295° . Su densidad es 4,696. Se disuelve en el alcohol y éter, y parece que se combina con ellos. El agua le descompone en ácido estánico y iodhídrico; no se une á iodidos alcalinos. Con el amoniaco forma los compuestos: $\text{SnI}_4 \cdot 3\text{NH}_3$, $\text{SnI}_4 \cdot 4\text{NH}_3$, $\text{SnI}_4 \cdot 6\text{NH}_3$, que se obtienen por la accion del amoniaco sobre el iodido de estaño disuelto en alcohol ó sulfido de carbono.

Los óxidos é hidróxidos de estaño.

El estaño forma con el oxígeno dos combinaciones bien definidas.

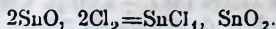
SnO , subóxido, protóxido de estaño ú óxido estafioso,

SnO_2 , óxido, dióxido de estaño ú óxido estánico, ó anhídrido estánico.

A estos óxidos corresponden varios hidróxidos, los del dióxido funcionan tambien como verdaderos ácidos, por lo propio llevan bien el nombre de ácidos estánicos.

Subóxido de estaño, SnO . Parece que existen varias modificaciones de este compuesto, pues segun el diferente método de preparacion, es ora parduzco de oliva, ora rojo, ora negro.—Resulta parduzco de oliva, si se cuece el hidrosubóxido con el amoniaco en exceso. Cuando se hace hervir el hidrosubóxido de estaño con hidróxido de potasio ó de calcio en cantidad insuficiente para la disolucion del hidrosubóxido, ó tambien cuando se evapora en el vacío una solucion potásica de este, se obtiene el subóxido en forma de cristales cúbicos negros, duros y brillantes, de la densidad 6,04 á 6,17. Calentando estos cristales negros con exclusion de aire se transforman en laminitas chicas, blandas, semejantes al subóxido parduzco de oliva.—Un subóxido rojo se obtiene, cuando se precipita el subclorido de estaño por el amoniaco, é hirviendo despues el líquido con el precipitado, y secando este en fin á una temperatura poco subida en presencia de la sal amoniaco formada por la reaccion. Frotado el subóxido rojo con un cuerpo duro se cambia igualmente en la modificacion parda de oliva.

El subóxido de estaño es insoluble en el agua y todas las diluciones *diluidas* alcalinas, pero se disuelve en los ácidos formando sales. Calentado al aire libre se quema como la yesca y se transforma en el óxido. Es ménos oxidable en estado cristalizado. Caldeado en el cloro seco se cambia en tetraclorido y óxido de estaño.



Hidrosulbóxido de estaño, hidróxido estañoso, H₂SnO₂. Se forma cuando se precipita una disolución del subclorido de estaño por el amoníaco ó por las disoluciones de los carbonatos alcalinos. Es una materia blanca, amorfa, insoluble en el agua. Por el calor pierde fácilmente su agua. Se disuelve fácilmente en los ácidos; también en las disoluciones de hidróxido de potasio, sodio, calcio, bario; pero estas disoluciones no son estables, sobre todo bajo la influencia del calor dejan caer subóxido de estaño. No se ha aislado hasta el día ningún compuesto salino, un *estannito*, que se deriva del hidrosulbóxido.

Óxido (dióxido) de estaño, SnO₂. Este óxido constituye el mineral principal del estaño (pág 389 y 393) se obtiene artificialmente calcinando el estaño ó el subóxido al aire libre. Así resulta una masa gris, que lavada por decantación, da por producto lo que se llama "*ceniza de estaño*" y se emplea en la fabricación de esmaltes. A veces se activa la oxidación aleando el estaño con un poco de plomo.—Puede obtenerse además el dióxido de estaño calcinando los hidratos correspondientes, ó descomponiendo el tetraclorido de estaño al rojo por los vapores de agua. El ácido obtenido por el último procedimiento se presenta bajo la forma de cristales rómbicos isomorfos á la broquita (pág. 384). Siendo el óxido natural ó la casiterita tetragonal, se sigue que el óxido de estaño es *dimorfo*. En la forma de la casiterita se le puede conseguir artificialmente calcinando el óxido de estaño amorfo en una corriente de ácido clorhídrico. El óxido que se origina al calcinar los ácidos estánicos es una masa amorfa amarilla muy dura.

El óxido de estaño no se funde sino á una temperatura muy alta, no es volátil. No le atacan los ácidos, aun concentrados. No se le puede transformar en un compuesto soluble por la fusión con los carbonatos alcalinos, pero sí por la con sulfato ácido de potasio ó con los hidróxidos alcalinos.

Hidróxidos ó ácidos estánicos. Los hidróxidos del estaño, que corresponden al dióxido poseen todos los caracteres de los ácidos verdaderos, aunque puedan unirse también á los ácidos mas fuertes, y funcionar por lo propio como hidróxidos básicos. Hasta hace poco tiempo se distinguían solo dos modificaciones de uno y mismo ácido estánico, dándoles los nombres de "*ácido estánico*" y "*metastánico*". En verdad existen ó pueden existir muy varios ácidos estánicos así como los forma el silicio y titanio; además existen en dos modificaciones, como los ácidos titánicos y zircónicos (pág. 385 y 389).

Acidos estánicos. Cuando se precipita una disolución del tetraclorido de estaño por medio del amoníaco ó de un carbonato alcalino ó de calcio, y también, cuando se precipita un estannato alcalino por medio de un ácido, por ejemplo, del ácido clorhídrico, se obtiene un precipitado gelatinoso, blanco, que secado al aire tiene la composición que se expresa por la fórmula del ácido estánico normal: H₄SnO₄; mas secado á 100° ó en el vacío se cambia por pérdida de 1 molécula de agua en el primer anhídrido de dicho ácido: H₂SnO₂. También el pre-

precipitado pierde ya por esta desecacion algo de su solubilidad; pues en estado de H_2SnO_4 se disuelve en los ácidos concentrados, en los hidróxidos de potasio y sodio y en el amoníaco, mientras que en estado de H_2SnO_3 ya no disuelve mas en el ácido nítrico. Dicha transformacion se verifica tambien espontáneamente á la temperatura ordinaria aun cuando el precipitado se conserva bajo el agua. El ácido estánico (H_2SnO_4) forma con los óxidos é hidróxidos básicos estanatos (Mn_2SnO_6), de los cuales solo los alcalinos son solubles en el agua.

Acidos metastánicos. Trátase el estaño con el ácido nítrico; si el ácido está diluido de modo que señale 15° (Beaumó), se desprende, segun Deville, subóxido de nitrógeno y se produce un depósito de polvo blanco de ácido metastánico; el licor encierra grande cantidad de subnitrito de estaño y nitrato de amonio. Si el ácido está concentrado, despréndese óxido de nitrógeno y el licor contiene solamente nitrato de amonio; todo el estaño ha pasado al estado de ácido metastánico. La fórmula del precipitado secado al aire es la misma que la del ácido estánico normal, H_2SnO_4 (ó tal vez $H_{20}Sn_2O_{20}$) pero al secar el precipitado á 100° se cambia en el anhídrido quinto del ácido pentastánico, $H_2Sn_5O_{11} + 4H_2O$ ó en el primer anhídrido del ácido pentastánico, $H_{12}Sn_5O_{15}$. (1)

El ácido metastánico ($H_2Sn_5O_{11} + 4H_2O$) es un polvo blanco, insoluble en el agua y los ácidos diluidos, aun en el clorhídrico; el ácido sulfúrico le disuelve, sin que el agua ó el alcohol precipite la solución, pero al hervir se agrega de nuevo el ácido metastánico. El ácido metastánico se disuelve en el ácido clorhídrico concentrado, pero su disolución es mucho ménos estable que la del ácido estánico; es soluble tambien en los hidróxidos de potasio y sodio, pero no en el amoníaco.

Solo el ácido metastánico le la fórmula $H_2S_5O_{11} + 4H_2O$ produce sales, metastanatos. Los metastanatos alcalinos son solubles y se transforman por fusión con un exceso del álcali en estanatos, los cuales calentados solos se transforman con metastanatos con separación de álcali, que se hace libre.

El ácido metastánico se tiñe tratado con subclorido de estaño, de amarillo; esta reacción permite distinguir el ácido metastánico del estánico.

Recientemente Musculus preparó varios ácidos estánicos intermedios por la acción del hidróxido del potasio y la de ácido clorhídrico concentrado é hirviendo el ácido metastánico. Por el análisis estableció para dos de ellos las fórmulas: $H_4Sn_2O_6$ y $H_4Sn_3O_8$. Probablemente existe tambien un anhídrido del ácido heptastánico, pues Rose y Weber prepararon el estanato potásico que tiene por fórmula $K_2H_4Sn_7O_{18}$. (2).

(1) Este ácido metastánico forma solamente sales con dos atomidades metálicas, tiene por lo propio solo dos átomos de hidrógeno reemplazables, y se le da por esa razón mas bien la fórmula $H_2Sn_5O_{11}$.

(2) Se conocen todavía otros óxidos é hidróxidos de estaño, cuya constitucion todavía está oscura; sin embargo algunos se consideran con

Aplicacion del óxido de estaño. El óxido de estaño entra en la composicion de los esmaltes. En tintura se emplea como mordiente un estanato de sodio, que se prepara calentando estaño con el nitrato y carbonato de sodio. El color rojo conocido con el nombre inglés "Pink colour" y que sirve para hacer los adornos de las lozas finas, es un esmalte de cromo que se obtiene calentando 100 partes de óxido estánico con 34 de creta y 4 de cromato de potasio. Por su dureza sirve el polvo de óxido estánico preparado del suboxalato de estaño al pulimento del acero y del vidrio.

Sulfidos de estaño.

El estaño forma con el azufre dos combinaciones: la primera corresponde al subóxido y la segunda al óxido ó dióxido, por eso se les da nombres análogos.

Subsulfido de estaño, SnS. Por via seca se le prepara calentando al rojo en un crisol de barro, una mezcla de limadura de estaño y de azufre. Es necesario pulverizar el producto de esta primera operacion y calentarlo con nueva cantidad de azufre: se obtiene así una masa de color gris intenso, cristalizada en láminas anchas y muy brillantes.—El mismo sulfido se precipita en estado hidratado, cuando se hace pasar una corriente de gas ácido sulfhídrico por una disolucion de subclorido de estaño, el precipitado es amorfo, pardo oscuro, casi negro. Se le puede transformar en sulfido cristalizado, poniendo el precipitado seco en el subclorido de estaño anhídrico fundido: se disuelve con color pardo y segrega por el enfriamiento del subclorido en laminas cristalinas que se separan del subclorido por un lavado con ácido clorhídrico diluido.

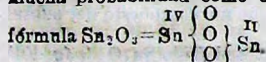
El subsulfido es insoluble en el agua y el ácido clorhídrico diluido; el ácido clorhídrico concentrado le disuelve con desprendimiento de ácido sulfhídrico. El ácido nítrico le transforma en ácido metastánico, pero al que está cristalizado solo con mucha dificultad. Se disuelve tambien en los polisulfidos alcalinos y forma sulfostanatos, con los sulfidos ácidos (CS_2 , As_2S_3 , &a.) se une produciendo sulfosales, en las cuales funciona como parte básica.

Sulfido (disulfido) de estaño, SnS₂. Se le prepara haciendo una amalgama de 12 partes de estaño con 6 de mercurio y molliéndola con 7 partes de azufre en flor y 7 de sal amoníaco. Caliéntase la mezcla en un matraz de vidrio, primero poco á poco y despues progresivamente hasta al rojo oscuro que se mantiene por algunas horas.

Cuando se observa el desprendimiento de vapores del azufre está acabada la reaccion y se quita el matraz del fuego.

Despues del enfriamiento se halla en el fondo del matraz

mucha probabilidad como estanatos de estaño, por ejemplo, el de la



una masa muy ligera amarilla, de aspecto metálico de oro, formado por la reunion de infinidad de laminitas cristalinas hexagonales, al paso que en las paredes y el cuello se han condensado sal amoniaco, subclorido de estaño, sulfido de mercurio y azufre.—El disulfido obtenido así (1) se llama por su semejanza con el oro "oro musivo", y es el mismo que se emplea frecuentemente en las artes para broncear maderas, pequeñas estatuas y ornamentos de yeso, y tambien para frotar las almohadillas de las máquinas eléctricas. No le ataca el ácido clorhídrico y tampoco el agua régia. Se disuelve en los álcalis formando sulfostanatos. Calentado al rojo se transforma en sesquisulfido, Sn_2S_3 . Enrojecido con nitrato de potasio produce una viva combustion y se transforma en sulfato y estañato de potasio.(2)

Por via húmeda se obtiene el disulfido de estaño, ya sea precipitando una disolucion del tetraclorido por el ácido sulfhídrico, ya sea descomponiendo un sulfostanato alcalino por el ácido clorhídrico. El disulfido que se ha preparado por este modo es amarillo, insoluble en el agua y en los ácidos diluidos, pero soluble en los álcalis (3).

Existen tambien dos selenidos de estaño: SnSe , SnSe_2 , pero una combinacion bien definida del estaño con el telurio hasta el dia no se ha preparado.

LOS DEMAS COMPUESTOS BINARIOS DEL ESTAÑO.

Fosfido de estaño. Cuando se calienta el estaño en los vapores del fósforo, se unen fácilmente ambos elementos produciendo una masa que consta de cristales brillantes.—Otro fosfido re-

(1) La teoría de esta operacion es bastante complicada. El estaño muy dividido calentando con azufre á una temperatura poco elevada, se convierte en disulfido, pero este es amorfo. Si se le calienta mas, pierde la mitad de su azufre y pasa al estado de subsulfido. La sal amoniaco que se agrega á la mezcla, sirve para impedir la demasiada elevacion de temperatura, al mismo tiempo que volatilizándose rebaja la temperatura facilita la sublimacion y por consecuencia la cristalización del disulfido, arrastrado por el vapor. El mercurio se añade para obtener suma division del estaño y por eso transformacion completa en el sulfido, todo el mercurio se transforma en el sulfido que se sublima. Al principio de la operacion una parte de disulfido de estaño formado reacciona con el clorido de amonio produciendo sulfido de amonio y clorido de estaño, aquel se desdobra al contacto del aire en amoniaco y azufre.

(2) De la misma forma se obtiene el disulfido, si se hacen pasar gas sulfhídrico y vapores de tetraclorido de estaño por un tubo calentado hasta el rojo sombrío.

(3) Fuera de los dos sulfidos existe otro intermedio, Sn_2S_3 , llamado sesquisulfido. Este no es otra cosa, que un compuesto del subsulfido y disulfido, $\text{Sn} \left\{ \begin{array}{l} \text{S} \cdot \text{II} \\ \text{S} \cdot \text{I} \end{array} \right. \text{Sn}$ correspondiente al óxido Sn_2O_3 (pág. 401).

sulta, si se calienta el estaño con un exceso de fósforo. Este es un cuerpo blanco brillante, menos fusible que el estaño, maleable, de textura lamelar. Su composición corresponde á la fórmula Sn_2P_2 .—En fin, se obtiene un tercer fosfido saturando la disolución del tetraclorido de estaño por el fosfido de hidrógeno gaseoso, y lavando el precipitado por el agua.

Arsenido de estaño. Por vía seca pueden unirse el estaño y arsénico casi en todas proporciones produciendo aleaciones mas blancas, duras y sonoras, que el estaño solo. La aleacion que consta de 15 partes de estaño y 1 de arsénico cristaliza en laminitas largas, así como el bismuto. El ácido clorhídrico ataca á estas aleaciones desprendiendo hidrógeno y arsenido del mismo, y dejando un residuo de arsénico.

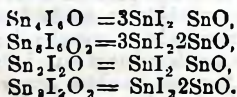
Silicido de estaño. Combinándose el estaño con el silicio pierde su ductilidad y color blanco. Descomponiendo el silicido de estaño con el ácido clorhídrico, fórmase una solución de subclorido de estaño y queda silicio cristalizado puro.

COMPUESTOS TERNARIOS DEL ESTAÑO CON LOS HALÓGENOS, EL OXÍGENO Y AZUFRE.

Oxiclорidos. Ya tenemos indicado la formación del oxiclорido SnOCl_2 (pág. 000) Otro, que parece corresponder á la fórmula: $\text{Sn}_2\text{Cl}_4\text{O}_6 (= \text{SnCl}_4 + 3\text{SnO}_2)$, se obtiene por evaporación lenta de una disolución del tetraclorido. Oxiclорidos varios solubles se producen constantemente, si se disuelve el óxido estánico en el tetraclorido. En general, se puede decir, que oxiclорidos de estaño, ora solubles, ora insolubles, se forman siempre cuando los cloridos del estaño se hallan en presencia de sus óxidos, ya sea en estado de nacimiento ya por adición directa.

Cuando el ácido estánico recientemente precipitado se agrega á una disolución caliente y ácida del subclorido de estaño: aquel se disuelve inmediatamente dando un líquido pardo, que por enfriamiento se cuaja en una masa de cristales pequeños anaranjados, solubles en agua y en alcohol, pero poco estables. Su composición se espresa por $\text{Sn}_2\text{Cl}_4\text{O}_8 + 10\text{H}_2\text{O}$.

Oxiiodidos. El subiodido de estaño y los iodidos dobles se descomponen en presencia del agua y producen oxiiodidos pulverulentos, amarillos ó anaranjados descomponibles de nuevo por un exceso de agua. Personne ha obtenido de este modo los oxiiodidos siguientes:



Sulfoiodido de estaño. Si se calienta en el gas carbónico una mezcla 91 partes de disulfido de estaño con 254 de iodo, la mezcla se funde en un líquido pardo que por enfriamiento se cuaja en una masa cristalina. Caldeándole mas fuertemente da

un sublimado, que consta del compuesto $\text{SnS}_2 \cdot \text{I}_2 = \text{SnI}_2 \cdot \text{S} + \text{SI}_2$. Si se le deja cristalizar por evaporacion de su disolucion en el sulfido de carbono, se le obtiene en cristales romboidales.

Sales de estaño.

El estaño forma dos series de compuestos salinos: unos corresponden al subóxido, otros al óxido, por esta razon llamaremos aquellos *subsals de estaño*, mas estos simplemente *sals de estaño* ó *sals de estaño en el máximo de oxidacion*, tambien se distinguen ambas clases de sales por los nombres *sals estañosos* y *sals estánicas*.

Las subsals son incoloras ó poco amarillentas cuando es incoloro el ácido, y enrojecen fuertemente la tintura de tornasol. Tienen sabor astringente metálico. Una corta cantidad de agua les disuelve generalmente, pero se descomponen si se las trata por un volumen considerable de este líquido formándose un precipitado blanco, que es por lo regular una subsal. Puede impedirse esta precipitacion echando en el agua cierta cantidad de ácido clorhídrico. Las disoluciones de las subsals se distinguen por un poder grande de reduccion: precipitan el mercurio, la plata, el platino en estado metálico de sus disoluciones salinas, transforman las sesquisals de hierro en protosals &c. Al contacto del aire absorben oxígeno cambiándose en sales ó compuestos estánicos. Se descomponen por el calor.

Las sales estánicas son igualmente incoloras, descomponibles por calor, y enrojecen los papeles de tornasol. Se distinguen de las subsals, por lo que les falta el poder de reduccion, y que no producen ningun precipitado con el clorido de oro, al paso que estas dan un precipitado morado. Además, el ácido sulfhídrico engendra en las disoluciones de las sales estánicas un precipitado amarillo, soluble en el sulfido de amonio incoloro; pero las subsals dan en las mismas circunstancias un precipitado pardo, insoluble en el sulfido incoloro de amonio.

Subclorato de estaño, $\text{Sn}(\text{ClO}_3)_2$, no se consigue sino en estado de disolucion y á temperatura baja, es sumamente esplosiva y se descompone con detonacion ya en el líquido en que se originó.

Subiodato, $\text{Sn}(\text{IO}_3)_2$. Se obtiene en forma de un polvo blanco vertiendo gota por gota de subclorido de estaño en la disolucion de iodato sódico.

Subsulfato, SnSO_4 . Se le prepara saturando en caliente el ácido sulfúrico diluido por hidrosubóxido de estaño recientemente precipitado. Por enfriamiento se segrega el subsulfato en laminillas anaracadas. El subsulfato forma con los sulfatos alcalinos varios sulfatos dobles, tambien produce una combinacion cristalizada con el subclorido de estaño y el sulfato de potasio: $4\text{SnK}_2(\text{SO}_4)_2 + \text{SnCl}_2$.

Sulfato, $\text{Sn}(\text{SO}_4)_2$. Resulta cuando se disuelve la limadura de estaño en su peso triple de ácido sulfúrico concentrado é hirviendo, y espulsando en seguida el exceso del ácido sulfúrico por calor débil.

Subnitrate, $\text{Sn}(\text{NO}_2)_2$. Se conoce solo en estado de disolución que se forma disolviendo el hidrosulfito de estaño en el ácido nítrico, pero cuando se quiere concentrar y evaporar la disolución se transforma en el ácido metastánico.

Nitrate, $\text{Sn}(\text{NO}_3)_4$. Se le obtiene saturando poco á poco en frío el ácido nítrico por el ácido estánico. No se puede aislar del líquido sin que se transforme en el ácido metastánico.

Subfosfato. El fosfato de sodio ligeramente acidulado por el ácido acético da con el subclorido de estaño un precipitado blanco, voluminoso, que se pone poco á poco cristalino y cuya composición varía según las cantidades relativas de ambas sales. Si el subclorido está en exceso, el precipitado es $\text{Sn}_3(\text{PO}_4)_2 + \text{SnCl}_2 + 2\text{ag}$; pero poniendo un exceso del fosfato, él será $\text{Sn}_2\text{H}_2(\text{PO}_4)_4 + 3\text{ag}$, ó mas bien $\text{Sn}_3(\text{PO}_4)_2 + 2\text{SnHPO}_4 + 3\text{ag}$. Es por lo tanto un compuesto doble de subfosfato neutral y de subfosfato monácido.

Fosfato, se obtiene cuando se trata el óxido estánico con un exceso de ácido fosfórico; es insoluble en ácido nítrico.

Subfosfite, Sn_2PO_3 . Se precipita de la disolución del subclorido por el fosfite de amonio. Su solución en el ácido clorhídrico es sumamente reductriz.

Subcarbonato. Por adición de un carbonato alcalino á una solución, que encierra un subcompuesto de estaño disuelto, no se obtiene un precipitado de un carbonato correspondiente sino tal de hidrosulfito, al paso que se desprende anhídrido carbónico. Pero digiriendo el subclorido de estaño cristalizado con una disolución concentrada de carbonato ácido de sodio en un frasco bien cerrado se forma un polvo cristalino denso, que consta de subcarbonato básico: SnCO_3SnO .

El carbonato ácido de potasio ó de amonio producen en las mismas circunstancias sales dobles cristalizadas en agujas de brillo de seda, $\text{Sn}_2\text{K}_2(\text{CO}_3)_2 + 2\text{ag}$ y $\text{Sn}_2(\text{NH}_4)_2(\text{CO}_3)_2 + 3\text{ag}$.

ADVERTENCIAS GENERALES ACERCA DE LOS ELEMENTOS DEL GRUPO QUINTO Y DEL BORO.

Basta comparar las fórmulas de los compuestos de los elementos que acabamos de explicar, para persuadirse del que todos son miembros de una misma familia muy natural. Ocurre aquí lo mismo que en los grupos anteriores: el primer elemento de familia se separa mas de los demás miembros que estos entre sí, con el aumento del peso atómico se acercan los miembros rápidamente al estado metálico, siendo el elemento último del grupo dotado ya en sumo grado con todas las propiedades metálicas.

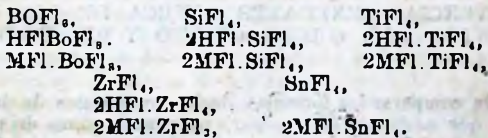
El carácter negativo de estos elementos se deja ver todavía en la reacción ácida que dan todas sus sales, en la tendencia de sus compuestos halogenados alcalinos de formar clorosales, fluorales, iodales, y en el que los hidróxidos en el máximo de

oxidacion funcionan todas como verdaderos ácidos, aunque los del titano, zirconio y estaño puedan al mismo tiempo formar tambien sales con los ácidos mas fuertes y por tanto comportarse como los hidróxidos básicos. El que no es muy intenso tal carácter electro negativo, se deduce ya de la última circunstancia señalada, se sigue lo mismo tambien de lo que los óxidos é hidróxidos en el mínimo de oxidacion son combinaciones básicas ó á lo menos neutras.

Aunque los compuestos de los elementos tetravalentes, excepto el carbono, todavía no se han estudiado tan perfectamente como los de los elementos di- y trivalentes, sin embargo de lo que sabemos hasta el dia, conocemos que la multiplicidad de las combinaciones, formadas por los elementos tetravalentes es notablemente mayor que la de los elementos trivalentes. Ya tenemos indicado (pág. 879), que por razon de esto se han escogido muy convenientemente dos elementos de este grupo, el carbono y silicio, para que sirvan de fundamento á los compuestos del reino orgánico é inorgánico.

El boro es sumamente remarcable por su posicion aislada é intermedia entre el grupo de los elementos trivalentes y el de los tetravalentes. Su atomidad trivalente, aun mas marcado y constante que la del nitrógeno, fósforo &c, su carácter electronegativo le coloca al lado de los elementos trivalentes electronegativos, pero sus propiedades químicas y físicas del todo diferentes, le dejan parecer mas bien un miembro del grupo cuarto, le unen íntimamente al silicio y carbono.

No atendiendo á la atomicidad, sus compuestos todos son análogos á los del silicio, y dan reacciones análogas con los mismos reactivos. La facultad de unirse directamente al nitrógeno, que poseen solo los elementos tetravalentes, excepto el estaño, le conviene tambien al boro. Tambien él forma todos aquellos compuestos fluorurados, que caracterizan sumamente el silicio, titano, zirconio y estaño, y los produce en las mismas condiciones:



APENDICE.

Del aire atmosférico.

El aire atmosférico, aunque no es un compuesto químico sino una simple mezcla física de varios gases, suele sin embargo, en vista de su importancia práctica y científica tratarse en la química experimental inorgánica.

Composicion del aire

La composicion del aire no es conocida sino desde el fin del siglo pasado; pues sabido es que los antiguos le consideraban como un *elemento* y fulto de gravedad. En 1640 demostró Galileo que el aire es pesado probando que cuando se comprime el nire en un recipiente. este aumenta en peso; en 1669 J. Mayow, químico inglés, sospechó la presencia en el aire de un principio mas especialment- acomodado para mantener la combustion, pero no pudo demostrarlo; y solo un siglo despues demostró Lavoisier la existencia de dos gases diferentes en el aire.

En verdad el aire consiste esesencialmente en una mezcla de oxígeno y nitrógeno, en proporciones, que segun se encuentra, son *sensiblemente* las mismas en todos puntos del globo. Contiene ademas una cantidad muy pequeña de anhídrido carbónico y otra cantidad variable de vapor de agua. El aire encierra todavía, si bien en proporciones casi inapreciables, algunos otros gases ó vapores é ingredientes accidentales, que provienen de varias fuentes como lo veremos mas en adelante.

La composicion media del aire, no atendiendo á la cantidad mínima muy variable del amoniaco, se expresa por los números siguientes:

100 volúmenes de aire contienen	78,35 de nitrógeno,
	20,77 de oxígeno,
	0,84 de vapor de agua.
	0,04 de anhídrido carbónico.

Ya digamos algo mas de todos los componentes particulares del aire.

Las proporciones cuantitativas del *óxido* y *nitrógeno* son las mas constantes, por esta razon se dudaba por mucho tiempo, si estos dos elementos no se hallen en estado de combinacion química en el aire. Vamos á esponer las razones principales, que rebatan esta opinion errónea.

1º La esperiencia ha demostrado que en *todas las combinaciones* de dos gases se halla entre los volúmenes de ambos gases una *simple* relacion, y que fuera del caso, en que se nuen

según volúmenes iguales, hay *constantemente* una contracción notable. Así también ha de ser, atendida la ley, que los pesos específicos de los gases coinciden con los pesos moleculares, y que los pesos específicos del mayor número de los gases elementales son iguales á los pesos atómicos de los mismos, y que, en fin, las combinaciones químicas se verifican siempre según los pesos atómicos enteros ó múltiplos muy sencillos de ellos.—Ahora bien, en primer lugar, el aire representa una union de oxígeno ó hidrógeno sin ninguna contracción ó disminución de volumen. En segundo lugar, no hay relación simple entre los volúmenes unidos, siendo ella al contrario 79,2: 20,8.

La relación mas sencilla y mas aproximada á los resultados de las análisis directas es la de 80:20 y corresponde á la combinación de 1 átomo de oxígeno con 4 de nitrógeno. Pero estos números difieren mucho de los resultados del análisis para que pueda atribuirse la diferencia á los errores. Pues las análisis, á lo ménos las mas recientes ejecutadas con suma exactitud y según métodos diversos, han conducido siempre al mismo resultado.

Las dos primeras análisis debemos á Lavoisier y Scheele: según aquel contiene el aire 27 á 28 volúmenes por ciento, según este 25 á 33. Pero entonces todavía no se conocian métodos analíticos exactos, ni se tenían aparatos bastantes á propósito. Al año 1804 se hicieron las primeras experiencias exactas por Gay Lussac y Humboldt, por medio de 29 análisis establecieron la relación de 21 á 79 volúmenes. Después de esto se repitieron las análisis por los químicos mas eminentes. En el año 1840 (abril) hallaron Dumas y Boussingnault en el aire libre de *Paris* 23,01 por ciento de oxígeno según el peso, y 20,9 según el volumen; Lewy halló en el mismo año (noviembre y diciembre) en el aire de *Copenhague* 22,998 por ciento según el peso, y en la *playa del mar Báltico* 23,01; Stas en *Bruselas* 23,06; Branner (julio) en *Berna* (Suiza 23; Verver en *Groninga* 22,998; en el año 1842 (enero y febrero) halló Marignac en *Ginebra* 22,97 á 23,01.

Las análisis aun mas recientes y al mismo tiempo mas exactas de Bunsen, Regnault, Reiset dan cantidades de un mínimo mayores: pues Bunsen halló en *Heidelberg* 20,93, y mas tarde 20,96 por ciento en volumen que corresponde á 23,17 según el peso; Regnault y Reiset obtuvieron analizando aire de diferentes partes de la tierra números de 20,9 á 21 (volumen).

Con el objeto de examinar la ley de Dalton, según la cual debería cambiar la relación entre oxígeno y nitrógeno con la altura de la atmósfera, se analizaron ya varias veces pruebas tomadas de varias alturas sin hallar ninguna diferencia que no se pueda explicar por los errores mínimos, que dan siempre los experimentos. De tal suerte recogieron y analizaron Dumas y Boussingnault en el año 1841 (julio 20, 21 y 24) el aire á *Paris*, al mismo tiempo que Brunner, Martins, Bravais en la cima del *Faulhorn* (Suiza) á 2600 metros de altura, y resultaron los números 22,89 á 23,09. En *Bogotá* (2645 m.) halló Lewy 20,99 á 21,08 por ciento volúmenes de oxígeno.

Fundándose en estos resultados, admiten hoy casi todos los químicos que la composición del aire libre, no viciado accidentalmente, en cuanto al oxígeno y el nitrógeno es constante en toda parte de la tierra; Regnault cree que la cantidad del oxígeno en la zona caliente importa poco menos que en la templada.

2° Cuando se combinan dos gases, la combinación se verifica siempre con cambio de temperatura y desarrollo de electricidad; pero cuando se mezcla el oxígeno con el nitrógeno no se puede notar el menor desprendimiento de calor ó electricidad, y sin embargo se obtiene una mezcla gaseosa, idéntica bajo todos aspectos al gas de nuestra atmósfera, supuesto que se toman estos dos gases en las proporciones que constituyen el aire.

3° Sabido es, que el poder refringente de los gases químicamente compuestos es menor ó mayor que la suma de los poderes de sus elementos aislados; pero el aire posee un poder de refracción, que es exactamente la suma de los poderes del oxígeno y nitrógeno que le constituyen.

4° La prueba tal vez la mas positiva de que el aire es solamente una mezcla de gases, nos da su solubilidad en el agua. Pues cuando está el aire en contacto del agua, se disuelve como lo haria una simple mezcla de gases, esto es, en proporción á la solubilidad propia de cualquiera de sus componentes y á su fuerza elástica en la mezcla; en efecto el aire absorbido por el agua contiene próximamente 34 de oxígeno por 66 de nitrógeno (vease pág. 109). Si fuese el aire atmosférico una combinación química, el aire disuelto contendria 21 de oxígeno y 79 de nitrógeno, lo mismo que el aire atmosférico,

El aire atmosférico contiene en todo lugar y siempre vapor de agua invisible; pasando por saturación al estado vesicular se pone visible y produce los fenómenos de niebla, nubes. Este último cambio es semejante á la formación de humos y nieblas por ciertos vapores y gases muy ávidos de agua (ácido clorhídrico, fluorhídrico &c). La cantidad del agua en el aire es sumamente variable, segun las estaciones del año, segun la temperatura, segun la altura, segun la situación geográfica. Pero á la misma presión y bajo la misma presión el máximo de vapor de agua en el aire es invariable. El estado de humedad del aire llámase "estado higrométrico" y referido á una temperatura determinada no es otra cosa sino la relación que existe entre la cantidad de vapor de agua contenido realmente en el aire, y la que habria en el aire saturado de agua á la misma temperatura. La determinación de las relaciones cuantitativas del estado higrométrico, se dice *higrometría*, y se hace por los instrumentos llamados *higrómetros* ó *psicrómetros*.

El anhídrido carbónico del aire atmosférico está constantemente comprendido entre 4 y 6 diezmilésimas en volumen, á pesar de las fuentes constantes, numerosas y abundantes de este gas (pág. 365). Su cantidad es mayor en ciudades grandes y muy pobladas, que al campo; mayor en regiones muy elevadas y estériles que en llanuras mas bajas y fértiles; la disminuye la lluvia continuada, se aumenta en regiones volcánicas adonde se

desprende un globo de este gas de las hendiduras del suelo (pág. 365.)

La cantidad del amoníaco en el aire atmosférico es cortísima, pero no falta jamás este gas completamente. Parece, que nunca se halla en estado aislado sino en el de carbonato y nitrato de amonio. Según muchas análisis varía su importe de una fracción de 1 millonésima hasta 78 millonésimas en peso.

Fuera del amoníaco encierra el aire también otros compuestos hidrogenados, principalmente un carbido de hidrógeno (CH_2 ?). Por su oxidación obtuvo Boussingnault tanta cantidad de agua, que el volumen de su hidrógeno importaba 5 á 13 millonésimas del volumen del aire analizado.

De la existencia del ozono en el aire ya hemos hablado (pág. 103); de la del iodo se disputa. Según Chatin el aire contendría ordinariamente señales de este elemento.

Según Gernez, existirían también varias partículas salinas suspendidas en el aire.

Más importante es la presencia de ciertos gérmenes ó corpúsculos organizados que se hallan constantemente suspendidos en la atmósfera. Ellos no solo causan, desarrollando y reproduciéndose en condiciones favorables, las fermentaciones y putrefacciones, sino también la evolución de todos los seres organizados, cuyo origen se atribuía infundadamente á generaciones espontáneas. Sin duda los mismos constituyen en el mayor número de casos los contagios y miasmas á los cuales se debe la propagación de las enfermedades contagiosas.

Hasta ahora hemos hablado únicamente de la composición del aire libre cuya composición es, según lo que acabamos de decir, siempre constante. No es así con el aire encerrado en un recinto, donde no puede renovarse libremente. La composición de este aire se altera con rapidez, ora por la respiración de los hombres y animales, ora por la combustión, ora por otras circunstancias accidentales.

Un hombre quema respirando, así en carbono como en hidrógeno el equivalente de 12 gramos de carbono en una hora, lo que corresponde á 21 litros de anhídrido carbónico y el aire que sale de los pulmones contiene 4,4 por ciento del mismo. Por eso se vicia pronto el aire en los lugares cerrados y mal ventilados, donde moran muchos hombres. Leblanc halló en el aire secado de un auditorio de la Sorbonne:

antes de la clase: 20,3 de oxígeno, 79,3 de nitrógeno, 0,4 anh. carbónico

después de la clase: 19,9 " " 79,4 " " 0,7 " "

Lassaigne halló en un auditorio poco espacioso, donde 55 hombres moraron durante $1\frac{1}{2}$ hora:

en el aire cerca del suelo: 20,1 de oxígeno, 79,35 de nitrógeno, 0,55 anh.

" " " " del tumbado: 19,8 " " 79,58 " " 0,62 "

Como lo indican estos números, la disminución del oxígeno y el aumento del anhídrido carbónico se espresa por cantidades muy cortas. Aquella ciertamente no produce ningún influjo sin nuestro, pero tanto mayor el aumento del último gas. Crece pues la insalubridad del aire confinado en las habitaciones rá-

pidamente como la proporción del gas carbónico, de suerte que llegada esta á 1 por ciento la permanencia de los hombres en esta, va acompañada de una sensación de malestar muy notable; malestar debido no solo á la presencia del anhídrido carbónico sino también en grande parte á las emanaciones animales, que acompañan á la transpiración pulmonar y cutánea. La naturaleza de estas emanaciones aun no ha podido determinarse por medio del análisis, pero se conoce su existencia por el olor desagradable que se estiende en las salas donde se hallan reunidas muchas personas. El aire se carga en estas circunstancias también mas del ordinario de vapor de agua y amoníaco, aquel puede llegar á 8 gramos y mas en 1^{mo} de aire.—La renovación del aire se hace indispensable, y la cantidad de ambiente que ha de suministrarse por la ventilación á un hombre y en cada hora es de unos 10 metros cúbicos, si se quiere que pueda prolongarse sin ninguna dificultad de la respiración. Para las salas de los hospitales, adonde hay todavía mayor necesidad de un aire fresco é inodoro, se deben por la ventilación introducir 60^m por 1 hombre y en cada hora, es decir 200 veces la cantidad del aire exhalado, respirando un hombre en el minuto 5 litros de aire.

Muy vario é insalubre es á menudo el aire de las galerías subterráneas en las minas, ora se disminuye notablemente la cantidad absoluta del oxígeno por los procedimientos de oxidación, ora despréndese anhídrido carbónico, carbidos de hidrógeno de las minas mismas, y la combustión en las lámparas y la respiración de los mineros no dejan causar una corrupción notable del aire. Por lo tanto la ventilación es de suma importancia en los trabajos de la minería.

No podemos terminar la explicación de la composición del aire sin hablar de la cuestión interesante de la constancia de ella, que ha ocupado ya á tantos químicos. Pues atendidas todas las fuentes numerosas sobre la tierra que no cesan en desprender anhídrido carbónico y gastar oxígeno, á la primera vista parece incomprendible que la atmósfera aun no se ha viciado de tal manera que ya no puede servir á la respiración.—1 kilogramo de leña gasta quemándose cosa de 700 litros de oxígeno, es decir, todo el oxígeno contenido en 3300 litros de aire, y produce 700 litros de anhídrido carbónico.—1 kilogramo de uilla necesita para su combustión mas de 1690 litros de oxígeno, que corresponden á 8000 litros de aire, y produce 1400 litros de anhídrido carbónico.—1 kilogramo de sebo, aceite, cera &c, necesitan 2100 litros de oxígeno, esto es 10000 de aire, y devuelven al aire 1500 litros de anhídrido carbónico.—Un hombre perfectamente crecido en cada hora gasta 40 litros de oxígeno ó 115 litros de aire y exhala 21 litros de anhídrido carbónico.—Cada descomposición de las sustancias orgánicas puede considerarse como una combustión lenta: se hace con desprendimiento de anhídrido carbónico y gasto del oxígeno.—A estos factores hay que añadir todavía las exhalaciones de cantidades enormes de anhídrido carbónico que salen de la tierra para tener una idea de la

alteracion del aire, que se hace á cada instante. Pero no es de temer que por eso el aire se ponga tan pronto irrespirable.

Pues aunque las plantas no tardan en destruir la mayor parte del anhídrido carbónico que llega continuamente en la atmósfera, y aunque no cesan restituyendo al aire cada dia una cantidad notable de su oxígeno perdido, es tan inmensa la cantidad del aire atmosférico que su provision basta para mantener todavía durante algunos siglos la respiracion de todos los animales y hombres, todas las combustiones y oxidaciones, sin que se haga necesaria la intervencion de las plantas.

El peso de la atmósfera seca se puede poner igual al de una capa de mercurio estendida sobre toda la superficie de la tierra en una altura de 750^{mm}. Por consiguiente el peso de la atmósfera seca es igual al peso de esta capa de mercurio ó á una capa de aire de la altura de $0,750 \cdot 10513,5 = 7885$ metros, y de la densidad que tiene el aire á 0° y bajo la presion normal atmosférica (760^{mm}). Poniendo ademas el radio de la tierra igual á 6,370284 metros, el volúmen del aire contenido entre las dos esferas concéntricas de la distancia indicada será 402590000000000000^{mm}, es decir, mas de 4 trillones metros cúbicos, cuyo peso importa 5,2 trillones kilogramos. El *mínimo* del peso del aire atmosférico puede por lo tanto tomarse con seguridad por 5 trillones kilogramos, entre los cuales 1,15 trillones son oxígeno. Tal peso de oxígeno corresponde á 804200 billones de metros cúbicos. El contenido de anhídrido carbónico en estos 5 trillones kilogr. de aire seria 11 billones kilogr. = 2 billones metros cúbicos.

Ahora bien, suponiendo, que un hombre crecido gasta en 24 horas 580 litros de oxígeno, él gastará en un año 211700 litros ó 212 metros cúbicos del mismo, y toda la poblacion de la tierra, puesta igual á mil millones de hombres, en el mismo tiempo 212000000000^{mm}. Mas importando todo el oxígeno de la atmósfera 804200 billones metros cúbicos, el gasto anual de oxígeno por toda la poblacion será por consiguiente $\frac{212000000000}{804200}$ del oxígeno total. Suponiendo ademas, que por los animales y las descomposiciones espontáneas de las sustancias orgánicas se gasta 9 veces mas que por todos los hombres, la disminucion anual del oxígeno importará $\frac{1908000000000}{804200}$ y la de mil años $\frac{1908000000000}{804200}$. Lo insignificante de tal disminucion se conocerá todavía mas claramente, si se atiende al que $\frac{1}{100}$ por ciento del volúmen del aire es igual á $\frac{1}{2117}$ del volúmen del oxígeno contenido en el aire, y que por lo propio solo despues de 1800 años se notaria una disminucion del oxígeno igual á 0,1 por ciento en volúmen. Puesto que dejen existir las plantas, esta disminucion del oxígeno por todas las fuentes indicadas es tal que no bastarán 180 años, para que se hiciera sensible con certeza en el eudiómetro de Volta y otros métodos del análisis.

En cuanto al anhídrido carbónico podriamos instituir cálculos análogos con semejante resultado.—Créese, sin embargo, con alguna probabilidad, que en los principios de la evolucion de nuestro globo la atmósfera era mucho mas rica en anhídrido carbónico que hoy dia. Si pues nuestro planeta se originaba de una masa licuada por su calor intensísimo, no era posible sobre ella la

existencia de ningún ser organizado, y por lo mismo todo el carbono que se halla hoy día en los compuestos que forman los organismos existía todo en aquel período bajo la forma de anhídrido carbónico. La riqueza de la atmósfera en anhídrido carbónico junta á la mayor temperatura producía también aquella abundancia y grandeza de vegetales, cuyos restos encontramos todavía hoy en las capas de los terrenos carboníferos. Llegado una vez el estado de composición, que tenemos todavía en nuestra época, estaba ya desarrollado el reino animal y al mismo tiempo la vida vegetal deprimida á una intensidad igual á la de nuestros días, y de tal suerte se estableció un equilibrio constante en el gasto del oxígeno y en su reproducción. Del anhídrido carbónico entra más en la atmósfera del que pueden destruir las plantas, pero en virtud de estas grandes y maravillosas armonías, las que admiramos en toda parte de la naturaleza visible y que prueban tan evidentemente la infinita sabiduría de su hacedor, vemos el reino orgánico unido á las plantas en el quitar el exceso del anhídrido carbónico de la atmósfera, y en general para todos los procedimientos que privan la atmósfera de oxígeno y para todos que la aumentan en gas carbónico existen otros tantos inversos para mantener el equilibrio, y no será posible jamás, supuesto que el orden actual se mantenga, notar analíticamente un cambio de la composición del aire atmosférico.

PROPIEDADES DEL AIRE ATMOSFÉRICO.

El aire atmosférico es transparente y en capas no demasiado gruesas invisible, en masas considerables tiene color azul. Según Brewster proviene este color azul del aire atmosférico de la luz polarizada, por tanto de la luz solar reflejada así como el color blanco de las nubes. Por consiguiente posee el aire atmosférico la facultad de absorber los rayos rojos y azules de la luz solar y de reflejar solo los azules. Saussure observó, que el color del cielo en alturas notables es más saturado y oscuro, que cerca de la superficie de la tierra y atribuye este fenómeno á la ausencia del vapor vesicular de agua. Las demás tintas que deja ver la atmósfera en varias circunstancias se han de referir igualmente á tal vapor.

El aire atmosférico es sin olor y sabor. Estando puro y seco pesa 1 litro de aire á 0° y bajo la presión de 760^{mm} 1,2932. Es mal conductor de la electricidad y calor.

En general, se puede decir, que todas las propiedades químicas y físicas del aire atmosférico es la suma y resulta de las propiedades de sus componentes. Casi todos los fenómenos particulares, que le caracterizan especialmente, se deben á su vapor de agua.

APLICACION.

El aire tiene muchísimas aplicaciones físicas ó mecánicas, en las cuales no debemos entrar aquí. Bajo el punto de vista químico, además de la respiración de los animales y de la combus-

tion que nos dan todos nuestros medios de caldeo y alumbra-lo, interviene en la germinacion de las plantas, las fermentaciones y el desarrollo de todos los gérmenes trasportados por el aire, y determina por su oxígeno la nitrificación de las materias orgánicas nitrogenadas.

Ya (pág. 88 y 89) llevamos dicho que despues de varios ensayos vanos para aislar el oxígeno del aire, Mallet consiguió este fin sin ninguna reaccion química. El se aprovechó de la varia solubilidad del oxígeno y del nitrógeno en el agua. Segun que hemos visto (pág. 109 y 409) el aire absorbido una vez por el agua no tiene la misma composicion que el atmosférico: es mucho mas mas rico en oxígeno; y sometiendo la misma cantidad á una absorcion 8 veces repetida por el agua, se puede conseguir una mezcla gaseosa que consta de 97,3 por ciento de oxígeno y 2,7 de nitrógeno, y sirve para casi todas las aplicaciones técnicas ó industriales así como el oxígeno puro. Es por tanto de suma importancia tal invencion.

Al efecto ileó Mallet el aparato siguiente, representado por la figura 95; (a) es una bomba de compresion para el aire activado por medio de vapor, de agua ó cualquier motor mecánico, la que empuja continuamente el aire al cilindro A, construido de placas de hierro, al traves del agua que se halla en el fondo del mismo cilindro. Una lámina de hierro agujereado, situada en el fondo del cilindro favorece la division del aire en el agua. Sobre el agua se acumula aire mucho mas rico en nitrógeno que en oxígeno, reteniendo el agua del oxígeno mayor cantidad que del nitrógeno. Por medio del mecanismo (e) este aire es aspirado en la direccion (f) por la bomba (a), al mismo tiempo que esta sigue impeliendo aire ordinario por (h). Despues de llevado el aire rico en nitrógeno fuera del cilindro A, y devuértolo á la atmósfera por el tubo (g), se cambia la posicion de las llaves del mecanismo (e) dando salida al aire en la direccion hácia la bomba segunda (b). Pues rarificándose el aire en el cilindro A por la aspiracion del aire rico en nitrógeno, se desprende el aire rico en oxígeno del agua y es aspirado por la bomba (b) con el siguiente descenso del émbolo en la bomba (a). De nuevo se acumula sobre el agua en A aire rico en nitrógeno, con que se repite el mismo procedimiento que ántes, al paso que el aire llevado á B se divide en dos porciones una rica en nitrógeno sobre el agua, y otra enriquecida por oxígeno todavía mas de lo que era ántes. Aquel porcion se devuelve á la atmósfera, esta se conduce para mayor acumulacion del oxígeno al cilindro C. Así se hace pasar el aire sin interrupcion y por el mismo movimiento continuo, comunicado por el mismo eje (hi), por nueve bombas y por 8 cilindros A, B, C, &a, y se acumula el producto final del oxígeno en el gasómetro D.

Para que se vea mas exactamente la paulatina aumentacion del oxígeno, comunicamos la varia composicion del aire que se encuentra en cada uno de los ocho cilindros.

aire atmosfér. ord.	Composicion del aire en los cilindros:							
	1°	2°	3°	4°	5°	6°	7°	8°
nitrógeno 79	66,67	52,5	37,5	25	15	9	5	2,7
oxígeno 21	33,33	47,5	62,5	75	85	91	95	97,3

Hasta el día sirve este método de aislar el oxígeno del aire solamente para la alimentación de las lámparas de carbon—oxígeno (pág. 94); pero no es de dudar que esta invencion reciente (1870) en su principio tan sencilla, en su ejecucion tan fácil y barata, abrirá á la aplicacion del oxígeno del aire un campo estendido, la que era hasta el día imposible por no conocer métodos ventajosos de su aislamiento del aire.

FIN DEL PRIMER TOMO.

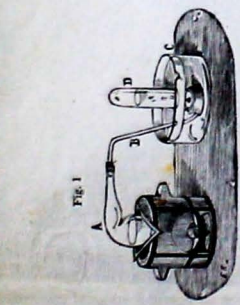


Fig. 1

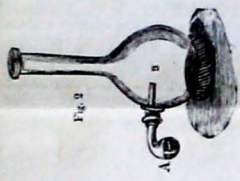


Fig. 2

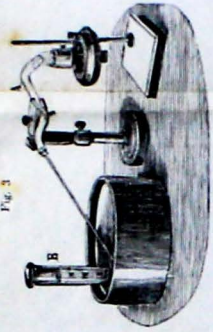


Fig. 3

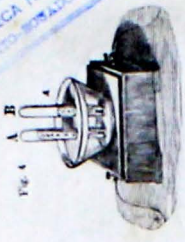


Fig. 4

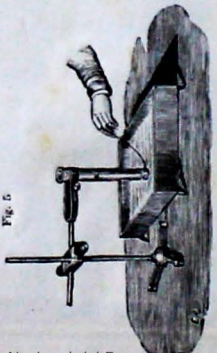


Fig. 5

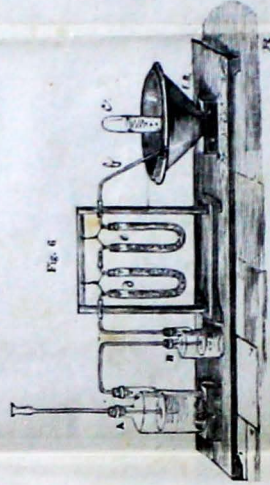


Fig. 6

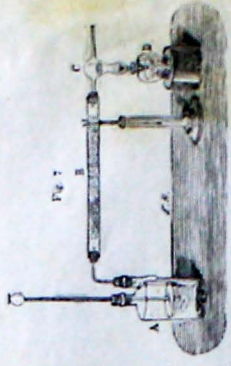


Fig. 7

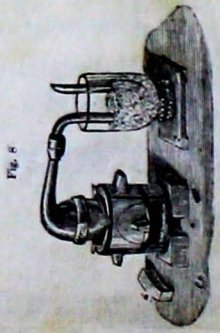


Fig. 8



Fig. 9

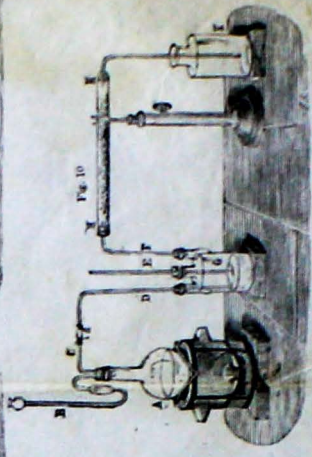


Fig. 10

Fig. 11

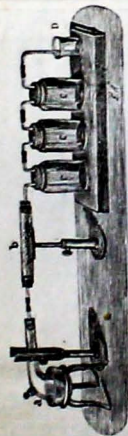


Fig. 15

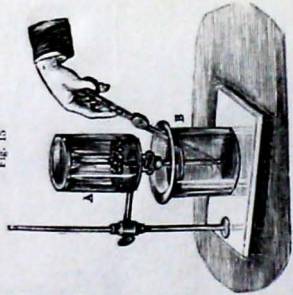


Fig. 14



Fig. 12

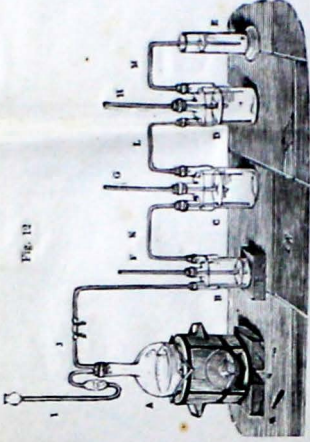


Fig. 16

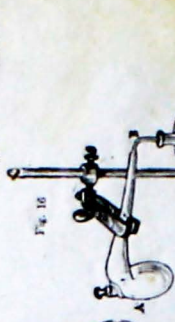


Fig. 13

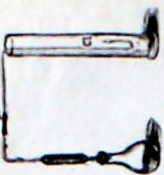


Fig. 19

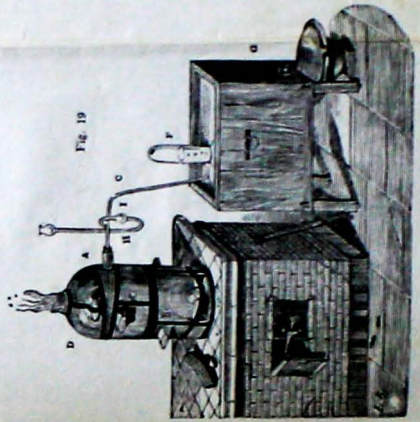


Fig. 20

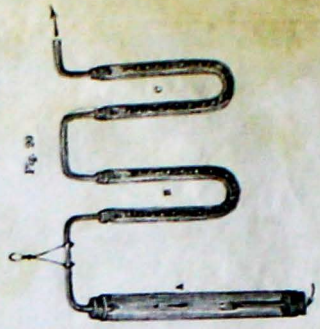


Fig. 17

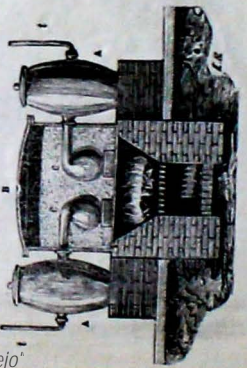


Fig. 20

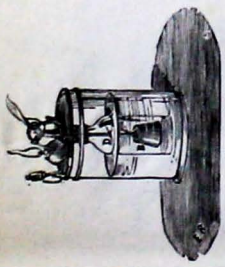


Fig. 22

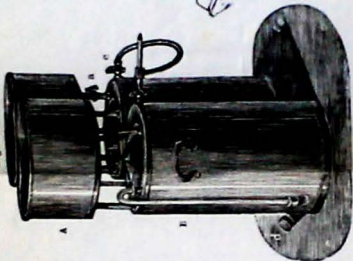


Fig. 11



Fig. 24

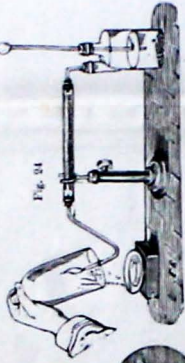


Fig. 25

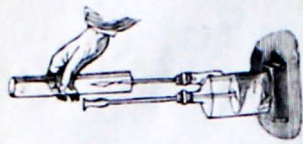


Fig. 26



Fig. 21

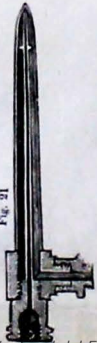


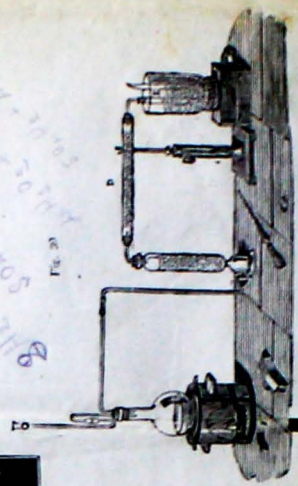
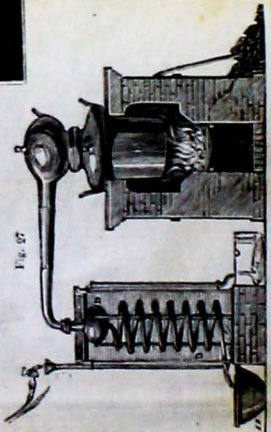
Fig. 28



Fig. 29



Fig. 27



8 Litros - 5 Litros
5 Litros - 2 Litros
2 Litros - 1 Litro
1 Litro - 0.5 Litros

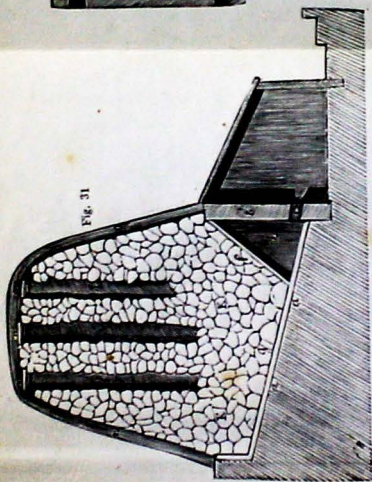


Fig. 31

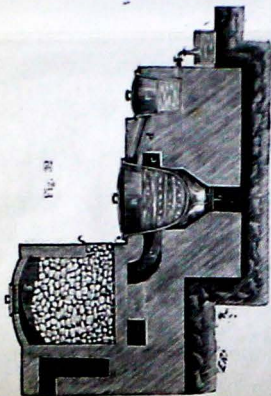


Fig. 32

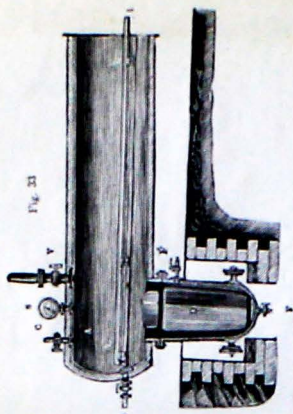


Fig. 33

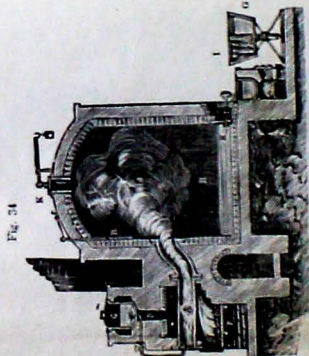


Fig. 34

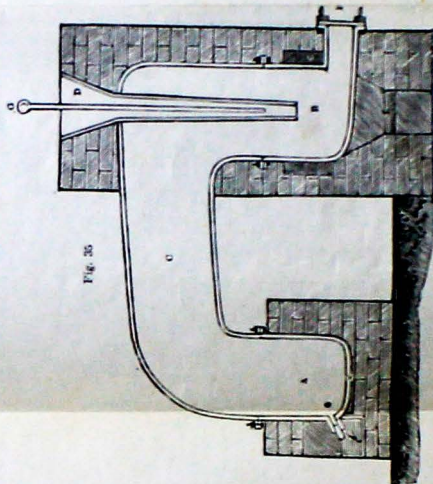


Fig. 35

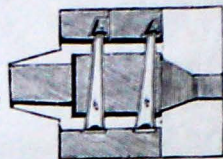


Fig. 36

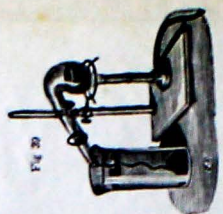


Fig. 37



Fig. 38



Fig. 39



Fig. 40

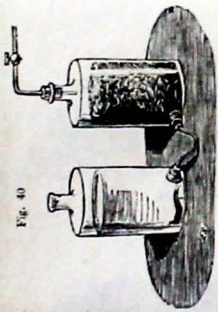


Fig. 40

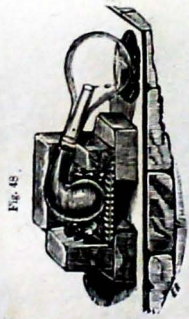


Fig. 48

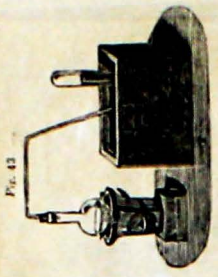


Fig. 42

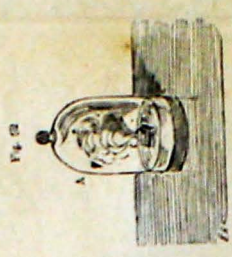


Fig. 43

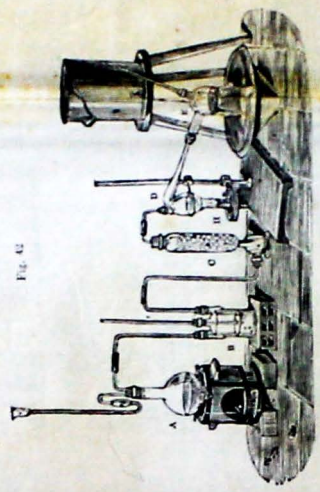


Fig. 44

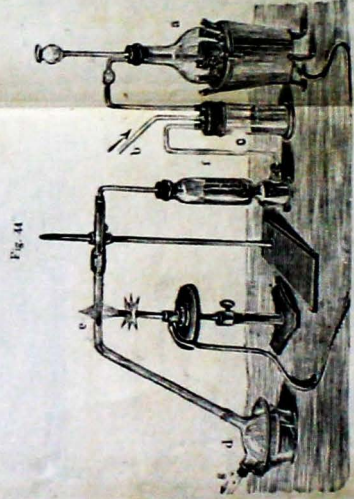


Fig. 41

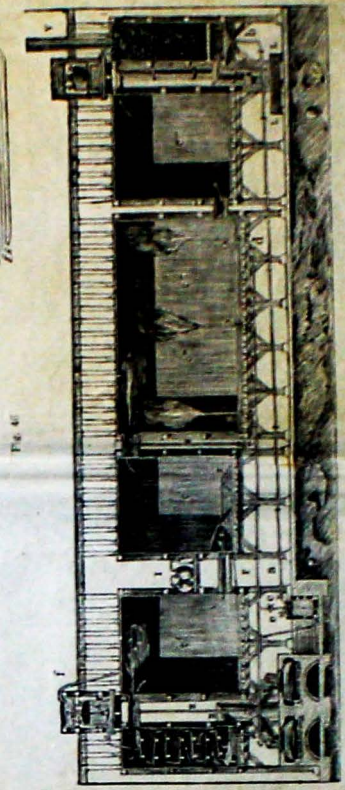


Fig. 46

Fig. 19



Fig. 57

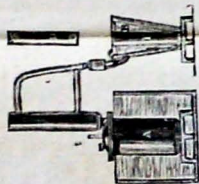


Fig. 47

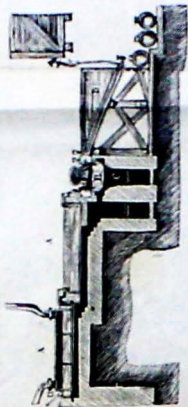


Fig. 45

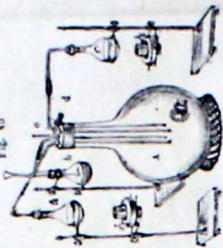


Fig. 59

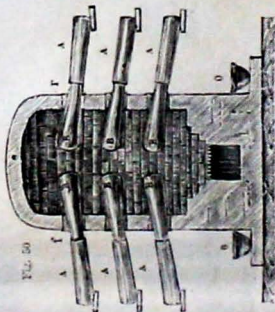


Fig. 56

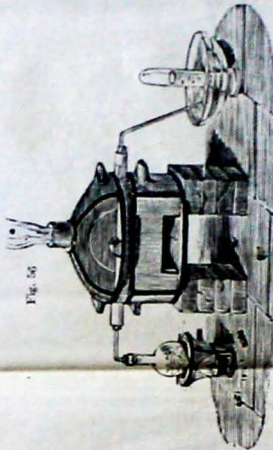


Fig. 53

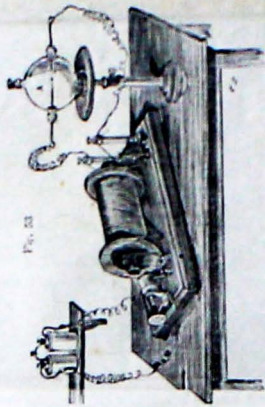


Fig. 51



Fig. 54

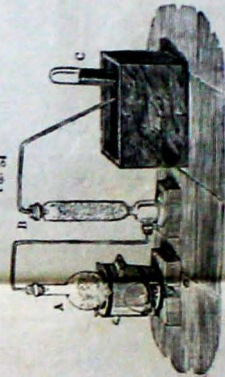


Fig. 55

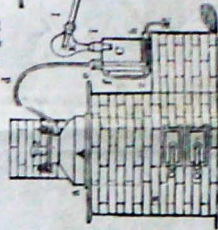


Fig. 58

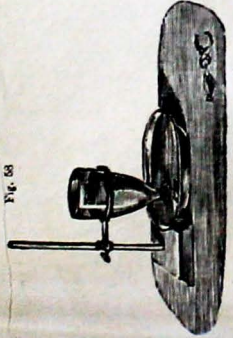


Fig. 59



Fig. 60

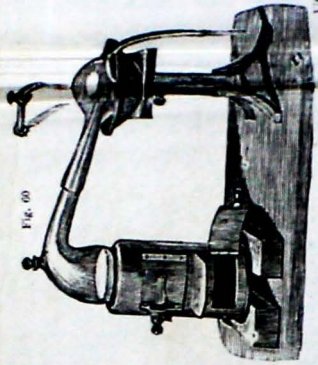


Fig. 61

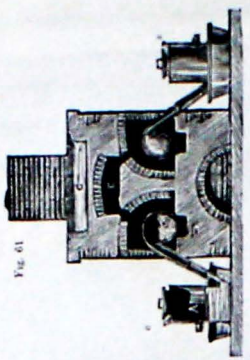


Fig. 62

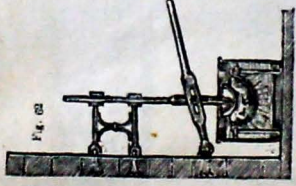


Fig. 63

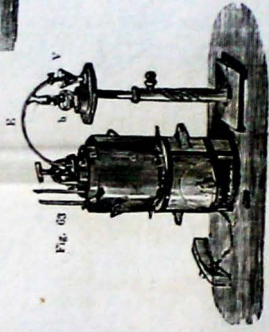


Fig. 64

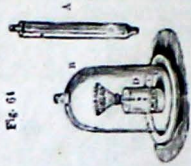


Fig. 65

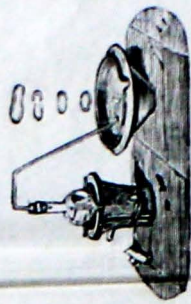


Fig. 66

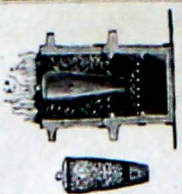


Fig. 67

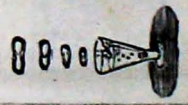


Fig. 68

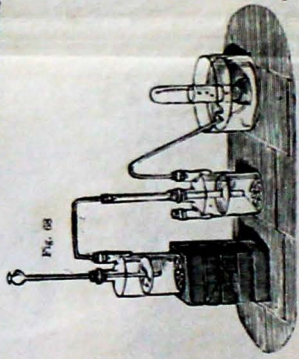


Fig. 69

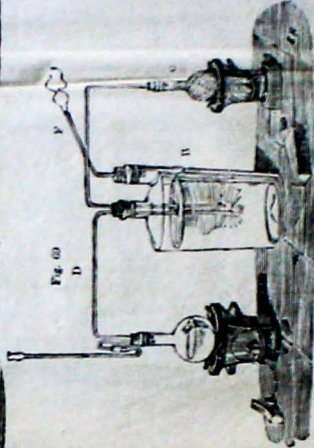


Fig. 70

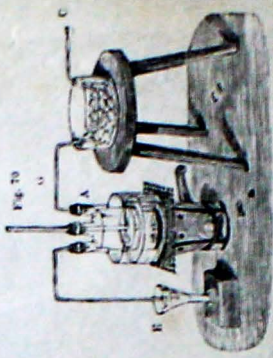


Fig. 74

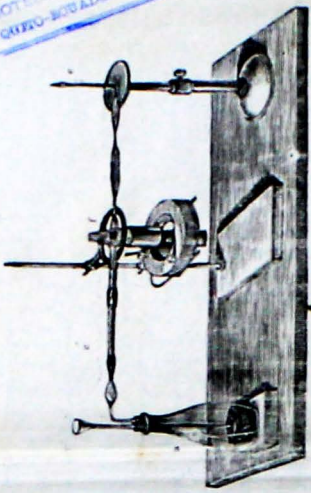


Fig. 75



Fig. 76



Fig. 77

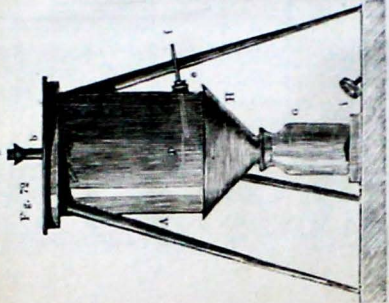


Fig. 78

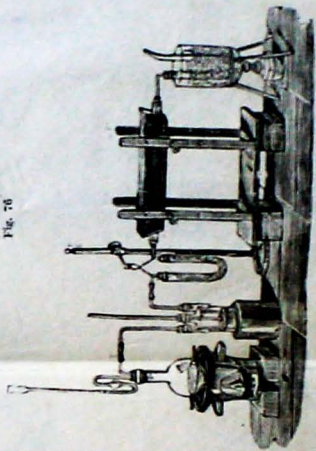


Fig. 79

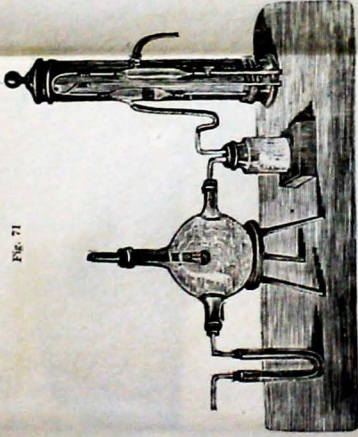


Fig. 79

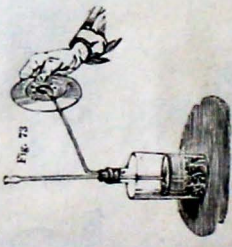


Fig. 80





Fig. 80



Fig. 86

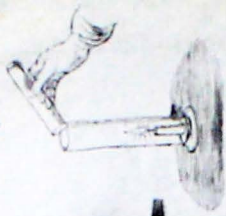


Fig. 87

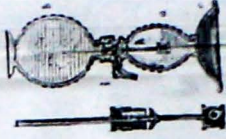


Fig. 89



Fig. 88

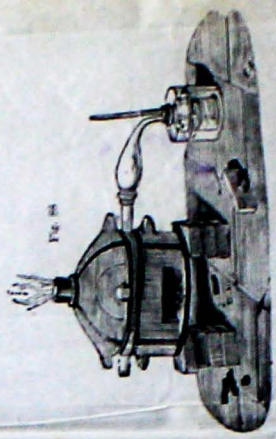


Fig. 80

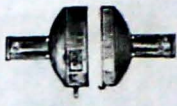


Fig. 83

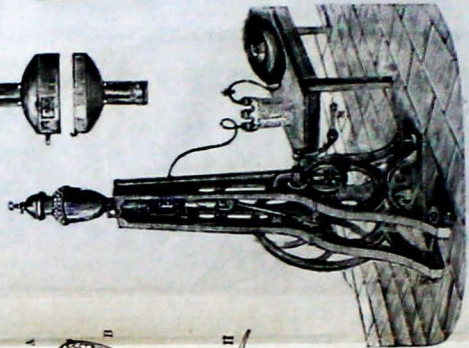


Fig. 84

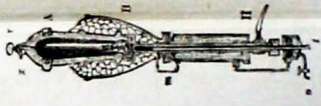
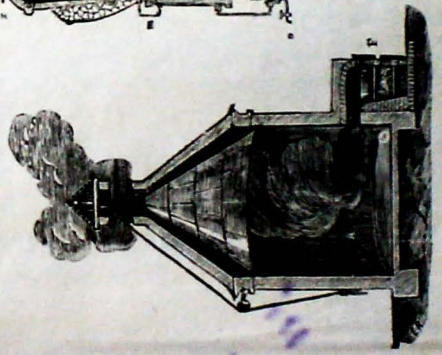


Fig. 82



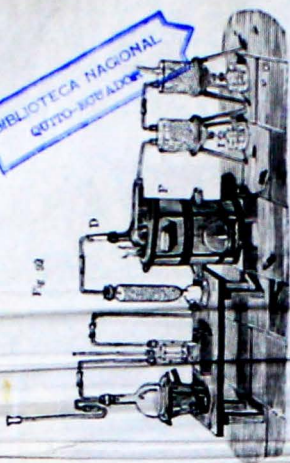


Fig. 92

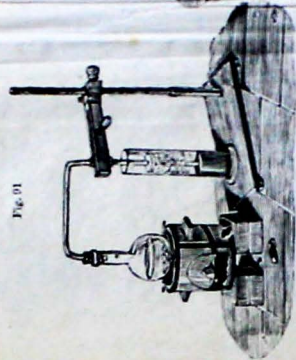


Fig. 91

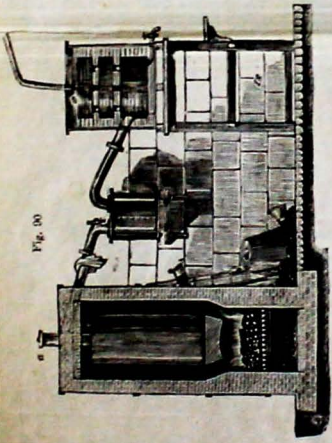


Fig. 90

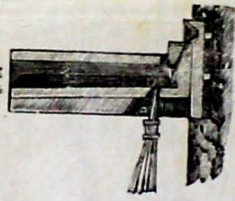


Fig. 94

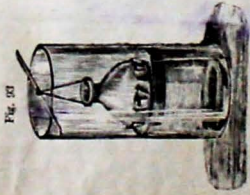


Fig. 93



Fig. 96



Fig. 97

Fig. 98

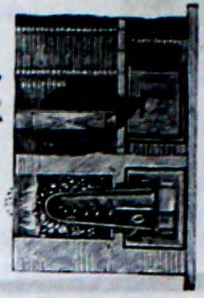
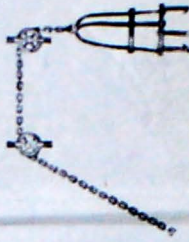
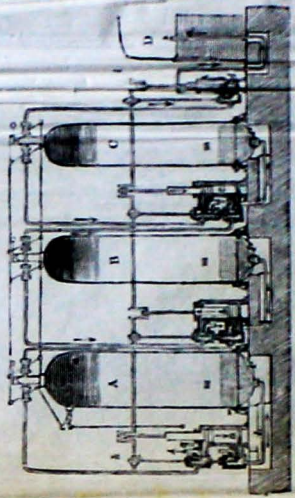


Fig. 95





DRESSEL
QUIMICA
ELEMENTAL
PRIMERA PARTE



I

