

39222/01

Digitized by the Internet Archive
in 2018 with funding from
Wellcome Library

33849.

ELEMENTOS

DE QUÍMICA

APLICADA

A LA MEDICINA, FARMACIA Y ARTES.

POR M. P. ORFILA.


Profesor de Medicina legal de la facultad de París; Médico de S. M. Cristianísima; Miembro correspondiente del Instituto; de la Universidad de Dublin, de Filadelfia, de las Academias de Madrid, de Barcelona, de Murcia, de las Islas Baleares, de Liorna &c.

SEGUNDA EDICION.

CORREGIDA Y AUMENTADA CONSIDERABLEMENTE.

TRADUCIDA AL CASTELLANO.

TOMO I.^o



MADRID:

IMPRENTA CALLE DE LA GREDA, Á CARGO DE D. COSME MARTINEZ.
1822.

Se hallará en la librería de Ranz, calle de la Cruz.

THE UNIVERSITY OF CHICAGO

PHYSICS DEPARTMENT

REPORT

ON THE THEORY OF THE ...

BY ...

Submitted in partial fulfillment of the requirements for the degree of ...

CHICAGO, ILLINOIS

19... ..

... ..

...

...

...

...

...

EL TRADUCTOR.



*H*abia pensado, al comparar simplemente entre sí la primera y segunda edicion de los elementos de química de don Mateo Orfila, ofrecer al público tan solamente todo aquello que este autor ha aumentado en su segunda edicion y de que carece la primera, presentándolo como adiciones en cuadernos separados del cuerpo de la obra, con el útil objeto de que los que ya se hubiesen hecho con la primera, pudiesen estar al corriente de las noticias y nuevas ideas químicas que presenta en la última; pero despues de haber revisado con el mas prolijo y detenido exámen, y en cuatro diferentes veces, capítulo por capítulo, y párrafo por párrafo una y otra edicion, se ha convencido de la gran diferencia que hay entre ambas, del nuevo aspecto, por decirlo asi, que aquel ha dado á la última, y de los insuperables inconvenientes que presentaba el proyecto, decidiéndose, por lo tanto, á presentar la obra á los lectores del modo que ahora se hace, es decir, traducida literalmente y por el mismo orden de materias como el autor lo ejecuta en su segunda edicion.

Y en efecto, si las adiciones de esta obra de química hubieran consistido únicamente en algunos de los capítulos que nuevamente presenta Orfila, como

son el " de las leyes que presiden á la composicion de los cuerpos, el de la combustion y de la llama, el del sistema atomístico de DALTON, el suplemento" y otros, podria muy bien haberse llevado á cabo la primera tentativa, y presentar lo añadido por separado; pero como ademas de poner las preparaciones de las sustancias, en esta última edicion, al pie de cada una de ellas y no en artículo separado como hizo en su primitivo trabajo, ha aumentado la composicion y peso de un átomo de cada cuerpo con arreglo á los recientes experimentos de los mejores químicos; como ha trastornado el orden numérico de los párrafos, poniendo número en esta última edicion en varios que no lo tenían en la otra, y dejando de poner en otros que en la primera estaban numerados, de que se seguiria la imposibilidad de haber de citar y referirse con exactitud de una á otra parte de la obra; como ha aumentado algunas sustancias nuevas descubiertas últimamente, y como por último, estan manifiestamente alteradas las doctrinas que se contenian en un mismo párrafo ó periodo; se ha hecho del todo preciso, para que saliese una obra arreglada á la edicion última, sacarla puntualmente en todas sus partes, con el mismo orden y método con que el autor lo hace: para cuyo fin no se ha hallado otro medio que presentar la obra del modo que se ofrece. Los lectores podrán juzgar de esto mismo despues de compararla en sus dos ediciones.

TABLA DE LAS MATERIAS.

PROLOGO	PAG. III.
Descripcion de algunos instrumentos de química	XIII.

PRIMERA PARTE.

Nociones preliminares sobre los cuerpos, y sobre las partes que los componen	I
De la cohesion	3
De la afinidad	id.
De las leyes que presiden á la composicion de los cuerpos . .	7
Del sistema atomístico de Dalton	II
De la cristalización	15
CAP. I. De los fluidos no ponderables	16
ART. I. Del calórico	17
Propiedades del calórico radiante	19
De los termómetros	21
Del termómetro de mercurio	22
De la dilatacion de los cuerpos por el calórico	26
Causas del estado, y de la mutacion de este en los cuerpos	28
De la trasformacion de los líquidos en los gases	29
De las propiedades de los vapores	30
De la formacion de los vapores en el vacío	32
De la formacion de los vapores al aire libre	34
Del hervor de los líquidos	35
§. I. Efectos del calórico en los cuerpos que estan inmediatamente en contacto con el hogar de donde emana	37
De la facultad conductriz de los cuerpos para el calórico	id.
De la capacidad de los cuerpos para el calórico	40
§. II. Efectos del calórico en los cuerpos que estan á cierta distancia del hogar de donde emanan	43
Del enfriamiento de los cuerpos	44
Del equilibrio del calórico	46
De las principales hipótesis sobre la causa del calor	47
Aplicaciones de los hechos que quedan establecidos á varios fenómenos conocidos	48

Del origen del calórico	49
Accion del calórico en la economía animal	50
del frio	52
de la luz	53
del fluido eléctrico	54
del fluido magnético	59
CAP. II. De las sustancias simples ponderables	60
De la nomenclatura	61
ART. I. De las sustancias simples no metálicas	64
Del oxígeno	65
Del gas oxígeno	id.
De la combustion	68
De la llama	73
Del hidrógeno	74
Del gas hidrógeno (aire inflamable)	75
Del boro	81
Del carbono	82
Del carbon	84
Del fósforo	87
Del azufre	93
Del iodo	99
Del ftoro ó fluor	101
Del cloro (gas muriático oxigenado)	102
Del cloro gaseoso	id.
Del azoe	108
Del gas azoe	109
ART. II. De la combinacion de los cuerpos simples no me- tálicos entre sí	111
Del aire atmosférico	113
ART. III. De las combinaciones del oxígeno con los cuer- pos simples examinados antes	119
De los óxidos no metálicos	id.
1º Del agua en el estado sólido	129
2º Del gas óxido de carbono	133
3º Del óxido rojo de fósforo	135
4º Del protóxido de cloro	136
5º Del deutóxido de cloro	138
6º Del protóxido de azoe (ácidulo de azoe)	140
7º Del deutóxido de azoe (gas nitroso)	142
ART. IV. De los ácidos compuestos de oxígeno, y de uno	

de los cuerpos simples examinados antes	145
Accion de los ácidos sobre la economía animal	146
Del ácido bórico	147
Del ácido carbónico	149
Del gas ácido carbónico	150
Del ácido hipo-fosforoso	153
Del ácido fosforoso	154
Del ácido fosfórico	id.
Del ácido fosfático	157
Del ácido hipo-sulfuroso	158
Del gas ácido sulfuroso	id.
Del ácido sulfúrico	162
Del ácido sulfúrico oxigenado	168
Del ácido iódico	169
Del ácido clórico	170
Del ácido per-clórico ó clórico oxigenado	172
Del ácido hipo-nitroso	173
Del ácido nitroso	174
Del ácido nítrico ó azótico (agua fuerte)	176
Del ácido nítrico oxigenado	182
ART. V. De las combinaciones del ftoro con los cuerpos	
simples examinados antes	183
Del ácido hidro-ftórico (fluórico)	id.
Del ácido ftoro bórico (fluo bórico)	184
ART. VI. De las combinaciones del hidrógeno con los cuer-	
pos simples examinados antes	185
De los idrácidos	186
Del ácido hidro-clórico oxigenado	189
Del ácido hidriódico	191
ART. VII. De los productos no ácidos formados por el hi-	
drógeno, y por uno de los cuerpos simples antes	
examinados	196
Del gas hidrógeno perfosforado	200
Del gas hidrógeno proto-fosforado	204
Del hidrógeno azoado. (amoniaco)	205
CAP. III. De las sustancias simples metálicas, ó de los	
metales	id.
Nombres de los metales	206
De los óxidos metálicos	212
De los fosfuros metálicos	213

De los sulfuros metálicos	214
De los ioduros metálicos	216
De los cloruros metálicos	id.
De las sales	217
Propiedades generales de las sales metálicas	218
Caractéres del género sub-borato	227
del género sub-carbonato	228
de los carbonatos neutros ó saturados	229
del género fosfato	id.
del género hipo-fosfito	230
del género fosfito	231
del género sulfato	id.
del género sulfito	232
del género hipo-sulfito	233
del género iodato	234
del género clorato	235
del género nitrato	237
del género hipo-nitrito	id.
del género hidro-clorato	238
del género hidriodato	240
Hidriodatos iodurados	241
Caractéres del género hidro-sulfato (hidro-sulfuro)	id.
Hidro-sulfatos sulfurados	244
Caractéres del género hidro-ftorato	245
De los metales de la primera clase	247
De los óxidos de la primera clases	id.
De las sales de la primera clase	id.
Del zirconio	id.
De las sales de zircona	248
Del aluminio	249
De las sales de alumina	250
Del ittrio	252
De las sales de ittria	253
Del thorinio	id.
De las sales de thorina	254
Del glucinio	255
De las sales de glucina	id.
De los metales de la 2. ^a clase	256
§. I. De los metales de la 2. ^a clase que el oxígeno puede transformar en óxidos terreos	257

De los óxidos de estos metales	id.
Del silicio	id.
Del ácido ftoro-silicio (fluórico siliciado)	id.
Óxido del silicio (silice)	258
De las sales de silice	259
Del manganesio	260
De las sales de manganesia	262
§. II. De los metales de la 2. ^a clase que puede tras-	
formar el oxígeno en óxidos alcalinos	265
De los óxidos producidos por estos metales	id.
De las sales formadas por los metales de la 2. ^a clase	
que puede transformar el oxígeno en óxidos alcalinos.	268
Del calcio	id.
Del protóxido de calcio (cal)	269
Del deutóxido de calcio	273
De las sales que forma el protóxido de calcio	274
Sub-borato de cal	id.
Sub-carbonato de cal	id.
Fosfato de cal	275
Sobre-fosfato de cal (fosfato ácido)	276
Del stroncio	279
Del protóxido de stroncio (stronciana)	280
Del deutóxido de stroncio	281
De las sales que forma el protóxido de stroncio	282
Del bario	284
De los óxidos de bario	285
De las sales de barita	287
Del lithio	292
De las sales de lithina	id.
Del potasio	293
De los óxidos de potasio	298
De la potasa (hidrato de deutóxido de potasio)	300
Del vidrio	305
De las sales de potasa	307
De la pólvora	316
Del sodio	320
De los óxidos de sodio	322
De las sales de sosa	323
Del amoniaco (hidrógeno azoado)	334
De las sales amoniacaes	341

De los metales de la 3 ^a clase	355
Óxidos de la 3 ^a clase	356
De las sales de la 3 ^a clase	id.
Del manganeso	357
De los óxidos de manganeso	359
De las sales que forma el protóxido de manganeso . . .	363
De las sales que forma el peróxido de manganeso . . .	365
Del zinc	id.
Del óxido de zinc (flores de zinc , pompholix , nihil album , lana filosófica)	369
De las sales de zinc	370
Del hierro	372
De los óxidos de hierro	379
De las sales de hierro	381
De las sales que forma el protóxido de hierro	id.
De las sales que forma el deutóxido de hierro	384
De las sales que forma el tritóxido de hierro	385
Del estaño	389
De los óxidos de estaño	395
De las sales que forma el protóxido de estaño	396
De las sales que forma el deutóxido de estaño	398
De los metales de la 4 ^a seccion	399
De los productos oxidados de la 4. ^a clase	id.
De las sales de la 4. ^a clase	400
Metales que pueden hacerse ácidos combinándose con el oxígeno	id.
Del selenio	id.
Del óxido de selenio	402
Del ácido selénico	id.
De los seleniatos	403
Del arsénico	id.
Del óxido blanco de arsénico (ácido arsenioso)	409
De las sales que forma el óxido blanco de arsénico	412
Del ácido arsénico	413
De los arseniatos	414
Del molibdeno	417
Del óxido de molibdeno	419
Del ácido molibdoso (óxido azul)	id.
Del ácido molíbdico	id.
De los molibdatos	420

Del cromo	421
De los óxidos de cromo	422
Sales que forma el protóxido de cromo	id.
Del ácido crómico	423
De los cromatos	424
Del tungsteno (scheelium scheelino)	426
Del óxido moreno de tungsteno	427
Del ácido túngstico (óxido amarillo de tungsteno)	id.
De los tungstatos	428
Del columbio (tántalo)	429
Del ácido colúmbico	430
De los metales incapaces de hacerse ácidos combinándose con el oxígeno	431
Del antimonio (régulo de antimonio)	id.
De los óxidos de antimonio	435
De las sales que forma el protóxido de antimonio	437
Sub-hidro-sulfato de antimonio sulfurado (azufre dorado).	441
De las sales que forma el deutóxido de antimonio	442
Del sulfuro de antimonio	id.
Del telurio	445
Del óxido de telurio	447
De las sales de telurio	id.
Del urano	448
Del los óxido de urano	id.
De las sales que forma el deutóxido de urano	449
Del cerio	451
De los óxidos de cerio	id.
De las sales de cerio	452
De las sales que forma el protóxido de cerio	id.
De las sales que forma el deutóxido de cerio	453
Del cobalto	454
De los óxidos de cobalto	455
De las sales que forma el protóxido de cobalto	456
Del titano	459
Del óxido de titano	460
De las sales de titano	id.
Del bismuto	462
Del óxido de bismuto	463
De las sales de bismuto	464
Del plomo	466

De los óxidos de plomo	469
De las sales de plomo	472
Del cobre	475
De los óxidos de cobre	479
De las sales que forma el protóxido de cobre	480
De las sales que forma el deutóxido de cobre	481
De los metales de la 5. ^a clase	486
Del nickel	id.
De los óxidos de nickel	488
De las sales que forma el protóxido de nickel	id.
Del mercurio (azogue)	492
Del protóxido de mercurio (calomelas)	494
Del deuto-cloruro (sublimado corrosivo)	495
De los óxidos de mercurio	501
De las sales que forma el protóxido de mercurio	502
De las sales que forma el deutóxido de mercurio	504
Del osmio	508
Del óxido de osmio	509
Del cadmio	510
De los metales de la 6. ^a clase	id.
De los óxidos de la 6. ^a clase	id.
De las sales de la 6. ^a clase	511
De la plata	id.
De los óxidos de plata	515
De las sales de plata	516
Del oro	520
De los óxidos de oro	523
De las sales de oro	id.
Del platino	526
De los óxidos de platino	531
De las sales que forma el deutóxido de platino	532
Del paladio	533
Del óxido de paladio	534
De las sales de paladio	id.
Del rodio	536
De los óxidos de rodio	id.
De las sales de rodio	537
Del iridio	id.
De los óxidos de iridio	538
De las sales que forma el protóxido de iridio	id.
De las sales que forma el deutóxido de iridio	id.

Descripcion de algunos instrumentos que se emplean en los laboratorios de química.

Alambique de cobre. Este utensilio sirve para la destilacion de algunas sustancias líquidas ó sólidas: se compone de tres partes esenciales: 1.º de la cucúrbita: 2.º del capitel: 3.º del serpentín. La cucúrbita se representa en la fig. 1.^a, estampa 1. A, es la parte en que se ponen las sustancias que se quieren destilar: E, es la boca por la que se introducen los líquidos. Se ve el capitel en la fig. 2.^a: gg, es un tubo inclinado, que llaman *pico*: ee, ff, parte superior del capitel hueco en la que se ponen materias poco conductoras del calor, como es carbon molido, que se opone á la condensacion de los vapores en esta parte, sin cuya preparacion volveria á caer en la cucúrbita el vapor condensado y líquido. I, abertura dispuesta para echar los líquidos que se quieren introducir en el alambique. La fig. 3.^a representa el serpentín. SS, es un cubo de cobre estañado para llenarlo de agua fria. CC' C'', tubo de estaño que da vueltas en espiral y está fijo en el cubo S C; la extremidad superior recibe el pico gg de la fig. 2.^a

Cuando se quiere usar del alambique, se coloca la cucúrbita sobre un horno; se introduce el líquido en A, fig. 1.^a; se pone el capitel P fig. 2.^a sobre la cucúrbita, se mete el pico gg en el tubo C de la fig. 3.^a, y la estremidad C'' en un vaso á propósito para recibir el líquido volatilizado: se llena de agua fria el cubo de este serpentín ss; se pone carbon molido en la parte ee, ff, de la fig. 2.^a y se calienta la cucúrbita. El líquido se volatiliza, el vapor pasa por el tubo del serpentín, y se condensa en un líquido que va á dar al vaso que comunica con C'' fig. 3.^a: es esencial renovar el agua del serpentín al paso que se calienta; para esto se saca la que está ya caliente por medio de la llave de fuente d.

Cuando se quiere destilar á una temperatura inferior á la del agua hirviendo, se usa del baño maría B, fig. 4.^a; se coloca la cucúrbita A sobre la hornilla; en ella se pone el baño maría B que contenga la sustancia que se quiere destilar; se echa agua en la cucúrbita A por la abertura E, se dispone el aparato como antes, y se calienta: en este caso se comprende fácilmente que el baño maría no recibe calor sino del agua de la cucúrbita A: se renueva esta agua al paso que se evapora.

Alambique de vidrio. Se compone de dos partes (V. fig. 5 y 6): A, es la cucúrbita: C, el capitel: E, el pico que se adapta á un frasco en que se recibe el líquido destilado. No se usa de este alambique sino en las destilaciones que se hacen sobre baño de arena.

Alargadera. (fig. 7 y 8.) Instrumento de vidrio que sirve para tener distantes del fuego los recipientes; se hace comunicar por una de sus estremidades con la retorta y por la otra con el recipiente.

Baño de arena. Se reduce á un vaso de hierro ó de barro en que se echa arena: en el dia se usa raras veces; en otro tiempo servia para las evaporaciones y para algunas destilaciones.

Soplete (V. fig. 9.) Instrumento de plata, vidrio ó laton, compuesto de un tubo *a b* encorvado en *b* dilatado en una bola y terminado en la punta *d*; sirve para calentar ó fundir diferentes materias; se ponen estas en un hoyo que se hace en un pedazo de carbon; se sopla por la extremidad *a*, de modo que la corriente de aire que sale por *d* se dirija sobre la llama de una vela, y esta llama sobre la materia que se quiere calentar; mientras se sopla se inspira por la nariz.

Campanas (estampa 2, fig. 10, 11 y 12.) Vasos de vidrio graduados con llave de fuente ó sin ella, abiertos por su base, que tienen á veces aberturas laterales: sirven para recoger los gases, medirlos &c.

Campana curva (V. fig. 40, estampa 4).

Crisoles. Vasos de barro, de plata ó de platino (fig. 14, 15 y 16) en que se hacen las fundiciones, descomposiciones &c.; se llaman *crisoles brascados* cuando su cavidad está llena de una mezcla hecha con carbon pulverizado y un poco de arcilla humedecida, y en esta mezcla se hace un hoyo.

Baño pneumato-químico. Vasija de madera forrada de plomo, que sirve para recoger los gases solubles ó poco solubles en el agua (V. fig. 20, estampa 2.) FF, es un cajon con sus cuatro pies de madera: L G H I, tabla mas baja que los bordes superiores del baño: sobre la que se colocan las campanas: L G K S hueco del baño: T T, tablita que presenta hácia la mitad una abertura redonda N sobre la que se colocan las campanas que han de recibir los gases: M muesca ó encaje por donde pasa el tubo que conduce el gas á la campana (V. fig. 18): T T, (fig. 21) la tablilla vista mas en grande: R, llave con la que se vacia el baño.

Baño hidrargiro-pneumático ó de mercurio (fig. 23, est. 2): este baño es de mármol ó de piedra dura: AA, vasija de mármol en que se echa el mercurio, puesta sobre los pies PP, EFGH, tabla del baño que se ve representada fig. 24: K L, cavidad ó hueco del baño: NN, fig. 26, muesca semejante á la de la fig. 21, en la que entra una tablita. Fig. 25, II, corte de una muesca siguiendo la línea AB. Fig. 25 y 26, OP, agujero hecho en lo grueso del mármol en que se mete el tubo graduado que contenga el gas que se quiera medir. Fig. 26, R, muesca con un cristal por el que se puede ver fácilmente la altura del mercurio en el tubo graduado de que se acaba de hablar.

Probeta. (fig. 12, est. 2.) Vaso de vidrio ó de cristal, en general mucho mas largo que ancho.

Hornilla evaporatoria. Se forma de una sola pieza (fi. 27, est. 3). AA, hogar en que se pone el carbon: BB, cenicero en que caen las cenizas: C, puertecillas del hogar: D, puertecilla del cenicero: EE, muescas propias para dar paso al aire: GG, rejilla de la hornilla.

Horno de reverbero. (fig. 28 y 29.) Se compone de tres piezas, la inferior contiene el cenicero y el hogar; la del medio se llama *labora-*

torio; y la de encima es el reverbero, cúpula ó media naranja: AA, es el hogar en que se ve la rejilla OO (fig. 29): BB, cenicero: CD, portezuelas del hogar y del cenicero: EE, laboratorio que se adapta al hogar AA: FF, cúpula ó media naranja, de la que sale una chimenea G mediante la cual repercute el calor sobre la retorta HH colocada en el laboratorio (fig. 28): TT (fig. 29), barras de hierro sobre las que se pone la retorta: LL, muesca por la que sale el cuello de la retorta HH.

Horno de copela. Es un hornito cuadrangular de barro, que sirve para separar el oro y la plata por medio de la copelacion. Fig. 31, est. 3, planta y alzado del horno: fig. 33, partes del horno separadas, vistas de lado. Fig. 31, LL, cenicero: G'' puerta del cenicero. EE, laboratorio: E' E' hogar que estriba, por su parte inferior en la entalladura MM del cenicero: XX, fig. 33, rejilla de barro que estriba sobre las paredes del hogar E' E'. Fig. 31, G' portezuela anterior del hogar, que tiene otras dos laterales: G, portezuela que sirve para cerrar la boca de un hornillo conocido con el nombre de *mufla*. Fig. 32, mufla vista de frente que contiene dos copelas aa. Fig. 33, A, mufla colocada en el horno: U (fig. 33), tablilla de barro que sirve para arrimar ó apartar la portezuela G de la mufla: HH (fig. 31), bocas por las que se introduce una vara de hierro para hacer caer el carbon en lo interior del horno: NN, cúpula; portezuela que cierra una boca por la que se carga el horno: SS (fig. 30), gancho con que se abre esta portezuela: RR, chimenea de la cúpula.

Horno elíptico de copelacion de ANFRYE y DARCET (fig. 34, est. 3.); planta y alzado de este horno. Fig. 35, rejilla de barro que separa el hogar del cenicero. Fig. 36, M, mufla asegurada con barro á la pared anterior del horno: G, portezuela de la mufla.

Horno de forja ó fragua (fig. 37, est. 3.) EEE E, albañilería de ladrillo: FF, hogar: GG, rejilla: H, crisol puesto sobre un ladrillo redondo I: KK, cenicero: LL, tubo que conduce el viento de un fuelle: MM rejilla agujereada, mediante la cual el viento ó soplo del fuelle se distribuye con igualdad en lo interior del horno. Se usa de este horno cuando se quiere producir un calor muy grande.

Laboratorio (est. 4, fig. 39.) AA, canasta: DD, estera: EE, hornillas cuadradas: LL, forja ó fragua: SS, fuelle con dos soplos ó picos.

Lodo. Mezcla que sirve, así para tapar las aberturas y junturas de los aparatos, como para cubrir la superficie de las retortas, tubos &c., que deben sufrir un grado muy grande de calor. Primera especie de lodo. Harina de linaza, y cola de almidon. Segunda especie: lodo graso, que se hace con arcilla y aceite secante. Tercera especie, clara de huevo y cal. Cuarta especie, arcilla, arena pasada por tamiz, y agua. Se usa de esta para cubrir los tubos de porcelana y de hierro, las retortas de barro duro &c.

Sifon. (fig. 41, est. 4.) Instrumento de vidrio que sirve para de-

cantar por aspiracion las cortas cantidades de líquido que quedan sobre un precipitado.

Tubo de seguridad de bola (fig. 55, est. 9.) Se forma de un tubo sencillo encorvado a T x, al que se suelda en S otro tubo encorvado S P R, terminado en R por un embudo, y presentando en P una bola que se llena hasta la mitad de agua ó de mercurio. Daremos á conocer la necesidad de los tubos de seguridad en las operaciones químicas. Si se pone fuego (fig. 55, est. 9.) bajo la retorta C en que se han puesto sustancias propias para dar algun producto, y suponemos que en lugar de tubo de bola, se usa de un tubo simple, se obtendrán gases, líquidos &c. El aire del aparato dilatado por el calor, se habrá desprendido todo, ó en gran parte, cuando se termine la operacion ó antes; si la temperatura del aparato se disminuye notablemente, entrará repentinamente en el balon B una parte del agua que se halla en la campana O, y del balon pasará á la retorta, y no solo se podrán perder ó alterar los productos de la operacion, sino que tambien podrá hacerse pedazos el aparato por el contacto repentino con un líquido frio: este fenómeno pende de que se enfria el aparato que se puede considerar como vacío; entonces por la presion de la atmósfera sobre el líquido de la campana, se introduce este líquido en el balon &c., y el tubo de la bola evita este inconveniente. Veamos como obra: al paso que se condensa al enfriarse el gas del interior del aparato, y que el líquido de la campana va á subir por el brazo T x del tubo á causa de la presion del aire exterior, el aire atmosférico comprime con la misma fuerza el líquido contenido en el brazo R r del tubo, y lo hace bajar tanto como lo hace subir en el brazo T x; llega el momento en que el agua del brazo R r se halla empujada por el aire hasta q; y entonces el aire, mucho menos pesado que el agua, atraviesa el líquido que contiene la bola del tubo de seguridad y pasa al balon; de suerte que el gas de este no se dilata mas que lo que estaba. Este efecto continúa sin cesar, y muy pronto se encuentra que el interior del aparato contiene un aire tan pesado como el exterior.

Tubos de seguridad derechos (est. 9, fig. 58). Se pueden suplir los tubos de bola con los tubos derechos x x que entran una ó dos líneas dentro del agua: al paso que se va enfriando el aparato, entra el aire exterior por los tubos, y se opone á la absorcion del agua del frasco C en la del frasco B.

ELEMENTOS

DE QUIMICA.

PRIMERA PARTE.

Nociones preliminares sobre los cuerpos y sobre las partes que los componen.

Se da el nombre de *cuerpo* á todo lo que hiere uno ó mas de nuestros sentidos. Los cuerpos se presentan en tres estados: ó son *sólidos* ó *líquidos* ó *aeriformes*, y son *elementales* ó *compuestos*: los primeros, llamados tambien *principios* ó *elementos*, no contienen sino una clase de materia, y asi es que, hágase con ellos lo que se quiera, no se sacarán sino partes de oro ó de plomo de un pedazo de uno ó de otro de estos metales, que se miran como elementos: pero los cuerpos *compuestos* contienen á lo menos dos clases de materia; pues si se funden juntos plomo y oro, resultará una masa que contenga dichos dos metales.

Los antiguos no conocian mas que cuatro cuerpos elementales, la *tierra*, el *agua*, el *aire* y el *fuego*: en el dia se conocen cincuenta y uno, y entre ellos no se cuentan ya con razon, la tierra, el agua ni el aire, por haberse demostrado que son cuerpos compuestos. Si se admite, como es cierto, que estos diferentes elementos se pueden unir dos á dos, tres á tres, cuatro á cuatro, se concebirá sin trabajo la posibilidad de dar origen á todos los cuerpos compuestos que se hallan en la naturaleza.

El número de los cuerpos elementales podrá aumentarse ó disminuirse segun los ulteriores progresos de la ciencia; asi es que como luego veremos, uno ó muchos de los cuerpos considerados actualmente como elementales, serán por el contrario, cuerpos compuestos; y es probable tambien que con el

auxilio de investigaciones nuevas, se lleguen á descubrir cuerpos nuevos, que no pudiendo descomponerse, se han de colocar entre los elementos: de donde se sigue que al fijar en cincuenta y seis el número de estos últimos, no queremos decir que esto sea exacto, sino que unicamente aparece como tal en el estado actual de la ciencia.

NOMBRES DE LOS CUERPOS ELEMENTALES.

Fluidos inponderables.

- | | | | |
|-----|-----------|-----|-------------------|
| 1.º | Calórico. | 3.º | Fluido eléctrico. |
| 2.º | Lumínico. | 4.º | Fluido magnético. |

Cuerpos ponderables.

- | | | | |
|-----|----------------|-----|------------|
| 5.º | Oxígeno. | 31. | Estaño. |
| 6.º | Hidrógeno. | 32. | Arsénico. |
| 7.º | Boro. | 33. | Molybdeno. |
| 8.º | Carbono. | 34. | Cromo. |
| 9.º | Fósforo. | 35. | Tungsteno. |
| 10. | Azufre. | 36. | Columbio. |
| 11. | Iodo. | 37. | Selenio. |
| 12. | Ftoro ó fluor. | 38. | Antimonio. |
| 13. | Cloro. | 39. | Urano. |
| 14. | Azoe. | 40. | Cerio. |
| 15. | Siliceo. | 41. | Cobalto. |
| 16. | Zirconio. | 42. | Títano. |
| 17. | Aluminio. | 43. | Bismutho. |
| 18. | Itrio. | 44. | Cadmio. |
| 19. | Thorinio. | 45. | Cobre. |
| 20. | Glucynio. | 46. | Teluro. |
| 21. | Magnesio. | 47. | Plomo. |
| 22. | Calcio. | 48. | Mercurio. |
| 23. | Estroncio. | 49. | Nikel. |
| 24. | Bario. | 50. | Osmio. |
| 25. | Sodio. | 51. | Plata. |
| 26. | Potasio. | 52. | Oro. |
| 27. | Lithio. | 53. | Platino. |
| 28. | Manganeso. | 54. | Paladio. |
| 29. | Zinc. | 55. | Rhodio. |
| 30. | Hierro. | 56. | Iridio. |

Un cuerpo *elemental* se ha de considerar como formado de una multitud de partes muy pequeñas semejantes ú homogéneas é invisibles que se designan con el nombre de *moléculas integrantes* ó de *partículas*. Lo mismo sucede con un cuerpo compuesto; y así el compuesto de oro y de plomo resulta de la reunion de un gran número de moléculas integrantes; bien que cada una de estas moléculas contiene dos de diferente naturaleza, una de oro y otra de plomo, que se distinguen con el nombre de *constituyentes*.

No se pueden explicar los diferentes fenómenos naturales sin admitir la existencia de una fuerza que NEWTON llamó *atraccion*: esta fuerza tiene accion sobre las moléculas de los cuerpos, pero á distancias tan cortas, que no lo pueden percibir nuestros sentidos: se le da el nombre de *cohesion* cuando reúne dos moléculas integrantes ú homogéneas, y el de *afinidad* cuando ejerce su accion entre moléculas constituyentes ó heterogéneas. Así que, es evidente que cuando se unan dos cuerpos diferentes para formar un tercero, se verificará esto en virtud de la *afinidad*; y se dice en estos casos *que ha habido reaccion* ó *que ha ejercido cada uno sobre el otro una accion en virtud de su afinidad recíproca*, &c.

DE LA COHESION.

La fuerza de cohesion no es la misma en los diferentes cuerpos, por qué es mayor en los sólidos que en los líquidos y nula en los aeriformes, y puede medirse en cierto modo por el esfuerzo que hay que hacer para desunir las moléculas integrantes de los cuerpos; pues es evidente que su solidez se debe atribuir á esta fuerza, como que basta disminuirla para hacerlos líquidos, y destruirla para hacerlos pasar al estado aeriforme.

DE LA AFINIDAD.

1º La afinidad ó la fuerza que reúne las moléculas constituyentes de los cuerpos no se ejerce sino entre dos, tres ó cuatro especies de moléculas diferentes, y así no se conoce compuesto mas complicado que el *cuaternario*; pero se puede ejercitar entre dos cuerpos que sean sólidos, líquidos ó aeri-

formes, ó bien entre cuerpos sólidos y cuerpos líquidos, entre cuerpos sólidos y cuerpos aeriformes, ó finalmente entre estos y cuerpos líquidos. No se puede decir que un cuerpo A tiene afinidad con todos los cuerpos conocidos; pero se puede afirmar que la tiene con cierto número de ellos.

2.º Cuando los cuerpos se combinan se produce casi siempre calor ó frio, y muchas veces se suele desprender luz: para explicar este desprendimiento de luz basta saber que todos los cuerpos son luminosos cuando están expuestos á un calor cinco veces tan fuerte como el del agua hirviendo.

3.º Sucede con frecuencia que un compuesto AB tiene propiedades diferentes de las de A y de B; y suele suceder que estas propiedades estan simplemente modificadas: de aqui es que puede suceder que el compuesto AB sea sólido, siendo sus elementos A y B gaseosos ó líquidos; que tenga un sabor cáustico y un color sobresaliente, mientras que A y B son insípidos y no tienen color; finalmente que tenga un sabor salado, agradable é inocente, mientras que el de A y de B, es de los mas cáusticos y aun mortíferos. Sin embargo las propiedades de los compuestos se diferencian alguna otra vez muy poco de las de los componentes, que es lo que sucede cuando estos tienen poca afinidad.

4.º Un cuerpo A se puede combinar en diferentes proporciones con otro cuerpo B y dar compuestos diferentes; y así el producto formado de A y de una parte de B tendrá propiedades distintas de las de un compuesto de una parte de A y de dos ó tres partes de B.

5.º La afinidad de un cuerpo A con una serie de otros cuerpos no es la misma, pues podrá tener mucha con un cuerpo B, y menos con C, D, &c.

6.º Dos cuerpos sólidos que tengan cierto grado de afinidad uno con otro, se combinarán en general con tanta mayor facilidad cuanto tengan menos *cohesion*: se puede citar por ejemplo el oro y el plomo, que no se pueden combinar cuando estan en polvo fino, y cuya combinación se verifica fácilmente cuando estan fundidos. Lo mismo sucede en general en la combinación de un cuerpo sólido con otro líquido ó aeriforme.

7.º El calor que disminuye la *cohesion* de los cuerpos debe por esta razón favorecer la afinidad, y de consiguiente las

combinaciones en un gran número de circunstancias. Con todo eso seria un error admitir como general este principio; pues sucede con frecuencia que un cuerpo A que se combina muy bien en frio con un cuerpo B, no solo no tiene accion sobre él, si se calienta, sino que aun el compuesto AB, puesto á la accion del calor, se descompone en A y en B. La luz obra en muchos casos como el calor, y lo mismo poco más ó menos se observa en la electricidad. Ya se volverá á tratar de estos puntos mas particularmente cuando se haga la historia particular de todos los cuerpos.

8.º Como en muchos casos pueden disminuir los líquidos la *cohesion* de los sólidos disolviéndolos, deben favorecer, como el calor, la afinidad y las combinaciones: asi es que dos cuerpos sólidos A y B, que no ejercen accion alguna uno sobre otro, se pueden combinar fácilmente cuando se les disuelve en agua.

9.º Si se supone que un cuerpo A se puede combinar con tres proporciones de B, de manera que se formen tres compuestos AB, ABB, ABBB; en el primer compuesto, A atraerá con mucha mayor fuerza á B, que en el segundo, y con mayor razon que en el tercero: pues la afinidad que se ejerce entre dos cuerpos variará segun haya en ellos una, dos ó tres cantidades de B.

Resulta de lo dicho que en la mútua reaccion de los cuerpos para combinarse se ha de atender, para concebir los fenómenos que presentan; 1.º á su *afinidad*: 2.º al grado de *cohesion* de sus moléculas, y al del compuesto á que dan origen: 3.º á sus *cantidades*: 4.º á su grado de *calor*: 5.º á su estado *eléctrico*, y muchas veces tambien al grado de presion á que estan sujetos.

Estos hechos, de los que se debe la mayor parte al sábio autor de la *Stática Química*, conducen naturalmente á una definicion de la ciencia que se desea dar á conocer. *El objeto de la química es señalar la accion que los cuerpos simples ó compuestos ejercen unos sobre otros en virtud de cierto número de fuerzas, los medios de obtenerlas, y de hacer conocer su naturaleza.*

Se llama *sintesis* la operacion de combinar los cuerpos para hacer otros mas compuestos; y *analisis* la operacion inversa en que se obtienen los elementos de un compuesto descomponiéndolo.

1.º Si se pone un cuerpo compuesto AB en contacto con otro cuerpo C, se observará uno de los tres fenómenos siguientes: C se podrá combinar con AB y dar origen á un compuesto mas complejo ABC; ó bien no ejercerá accion alguna sobre AB, ó en fin le descompondrá. Supuesto este último caso, C se podrá apoderar de A, formar un compuesto AC y dejar aislado B: *vice versa*, podrá apoderarse de B, dar origen á un producto BC y dejar separado A. Si el cuerpo separado tiene mucha cohesion, y no puede quedar unido con el nuevo cuerpo compuesto formado, se precipitará, ó se volatilizará, si sus moléculas tienen una gran fuerza expansiva; y tambien podrá quedar en disolucion si se opera en un líquido en que sea soluble.

2.º Supongamos ahora un compuesto AB sobre el que los cuerpos C y D, tomados aisladamente, no tengan ninguna especie de accion: reúnase C á D, de suerte que resulte el compuesto CD. Este compuesto puede quedar todavía sin accion sobre AB; pero puede muchas veces ejercer una muy notable, porque descomponiéndose, puede descomponer AB.

AB

CD

En efecto, pueden resultar dos nuevos compuestos AD, CB, ó bien otros dos AC, BD, &c.

Parece inútil repetir que se verifican estas diferentes descomposiciones en virtud de dos, tres ó mayor número de las fuerzas de que se ha hablado: ahora solo se anuncia simplemente el hecho, porque será muy útil en lo sucesivo. Al fin de esta obra se volverá á tratar de cada una de estas fuerzas, de su grado de energía, y de las leyes que presiden á la composicion y descomposicion de los cuerpos. Entonces se podrá hacer de un modo muy sencillo, y no abstracto; ahora no se podria contar con la ventaja de hacerlo asi.

DE LAS LEYES QUE PRESIDEN A LA COMPOSICION
DE LOS CUERPOS.

1. Cuando los cuerpos tienen poca afinidad entre sí, se combinan en un gran número de proporciones, como se ve con solo echar en agua diferentes cantidades de azúcar ó sal; en este caso se dice que las combinaciones de estos cuerpos son infinitas.

Pero, por el contrario, si tienen mucha afinidad, no se pueden combinar sino en un corto número de proporciones y en relacion muy sencilla, en cuyo caso las combinaciones que forman se llaman *definidas*: explanaremos con exactitud esta última proposicion. Podrian citarse un gran número de experimentos para probar que los cuerpos que tienen grande afinidad no se combinan por lo comun, mas que en una, dos ó tres proporciones, rara vez en cuatro, y aun mas rara todavía en cinco: despues aclararemos esta verdad: ahora se trata de demostrar que las proporciones en que se combinan aquellos cuerpos estan en relacion muy sencilla.

La composicion de los cuerpos formados de dos elementos está sujeta á una ley notable, cuya generalidad ha dado á conocer BERZELIUS con multiplicados experimentos, y se puede expresar de este modo; cuando dos cuerpos son susceptibles de unirse en diversas proporciones, estas mismas proporciones son siempre el producto de multiplicar la cantidad mas corta de uno de los cuerpos por $1\frac{1}{2}$, 2, 3, 4, &c., siendo siempre una misma la cantidad del otro cuerpo. Asi es que, suponiendo que haya cuatro compuestos de oxígeno (1), y de manganeso (2), y que el menos oxigenado de ellos esté formado de 100 partes de manganeso y 14,0533 de oxígeno, otro compuesto estará formado de 100 partes de manganeso y 14,0533 de oxígeno multiplicado por 2; el tercer compuesto contendrá 100 partes de metal y 14,0533 de oxígeno multiplicado por 3; y por último, el cuarto estará formado de 100 partes del metal

(1) Cuerpo aeriforme cuya historia haremos mas adelante.

(2) Metal particular.

y 14,0533 de oxígeno multiplicado por 4. Luego referiremos un gran número de hechos análogos á estos, y propios para poner á esta ley en su verdadero punto de vista.

Antes de dejar esta materia, importa mucho observar, que, *si hay alguna relacion entre los pesos de las proporciones del oxígeno que se pueden unir á 100 partes de manganeso (1), no existe ninguna proporcion entre los pesos del oxígeno y el del metal;* así es, que no se puede decir que 10, 14, 16, &c., granos de oxígeno deban combinarse con 100 granos de manganeso: la ley se limita á expresar que combinándose 100 granos del metal con 14 granos de oxígeno, y siendo posible que se formen otras combinaciones entre estos dos cuerpos, 100 granos de manganeso se unirán con una cantidad de oxígeno que será $1\frac{1}{2}$, 2, 3, 4, 5 ó 6 veces tan grande como los 14 granos.

2. No sucede lo mismo cuando en vez de haber relacion entre los pesos de los cuerpos, la hay entre sus volúmenes; porque entonces se observa, no solamente que existen simples relaciones entre los diversos volúmenes del cuerpo A, que se combinan con un volúmen del cuerpo B, sino que las hay tambien entre los volúmenes respectivos de A y B. Se puede aclarar esta proposicion con un ejemplo. Para formar un cuerpo nuevo se unen 100 pulgadas cúbicas de azoe con 50 pulgadas cúbicas de oxígeno, y se ve que estan en relacion sencilla los volúmenes respectivos del azoe y oxígeno, puesto que el volúmen de este es la mitad del de el azoe. 100 pulgadas cúbicas de azoe se unen con 100 pulgadas cúbicas de gas oxígeno para producir otro cuerpo; y en este caso no solamente se observa que hay relaciones entre los volúmenes respectivos que son iguales, sino tambien entre las proporciones de oxígeno de estos dos compuestos, pues el último contiene dos veces tanto oxígeno como el otro. 100 pulgadas cúbicas de azoe se combinan con 150 pulgadas cúbicas de oxígeno, (es decir con tres veces tanto oxígeno como el primero) para dar origen á otro tercer cuerpo. 100 pulgadas cúbicas de azoe se unen con 200 pulgadas cúbicas de gas oxígeno (cantidad que corresponde á 50 multiplicado por 4), y

(1) Lo que se dice del oxígeno y manganeso debe entenderse con respecto á otros dos cuerpos cualesquiera A, B.

forman otro compuesto. Por último, combinándose la misma cantidad de azoe con cinco veces otro tanto oxígeno, ó con 250 pulgadas cúbicas, se origina el agua fuerte ó ácido nítrico, cuyo compuesto se diferencia de los otros cuatro.

Mr. GAY-LUSSAC á quien se debe el descubrimiento de esta ley, ha demostrado igualmente que: *cuando se ha reducido á menos el volúmen del gas, de resultas de la combinacion, esta reduccion guarda una relacion sencilla con los volúmenes de los gases, ó mas bien, con el de uno de los dos, por ejemplo:*

<i>Se unen con:</i>		<i>Y forman</i>
100—vol. de gas oxíg.	200—vol. gas hydrog.	200—vol. de agua.
100—de gas azoe.	300—idem.	200—gas ammon.
100—idem.	050—de oxígeno.	100—prot. de azoe.
100—idem.	100—idem.	200—deut. de azoe.
100—idem.	150—idem.	Acido nitroso.
100—idem.	200—idem.	Otro ácido nitroso.
100—idem.	250—idem.	Acido nítrico.

3. Indicaremos sucintamente las principales aplicaciones que pueden hacerse de las leyes sobre la combinacion de los gases.

1º Si se quiere conocer el peso específico de un gas compuesto; por ejemplo, del gas ammoniaco; se sabe que de un volúmen de gas azoe y tres volúmenes de hidrógeno, resultan dos volúmenes de gas ammoniaco; y luego basta sumar los pesos específicos de un volúmen de azoe y tres volúmenes de hidrógeno, y dividir despues la suma por 2, de este modo:

Peso específico del azoe.		0,9691.
Peso específico del hidrógeno.	0,0732.	} =
Multiplicado por	3.	
Suma		<hr/> 1,1887.

La mitad es 0,5943.
La densidad pues del gas ammoniaco será 0,5943.

2º Tambien se pueden determinar cuales son las proporciones en peso de los elementos que constituyen un gas compuesto; para lo cual basta tomar los pesos de los volúmenes

de los gases simples que entran en la composicion del gas compuesto; por ejemplo, el peso del gas ammoniaco será igual á 0,9691 (densidad del azoe), mas 0,0732 multiplicado por tres, ó 0,2196 (tres veces la densidad del gas hidrógeno). Si se quieren reducir estos números á otros mas sencillos tendremos la proporcion siguiente:

$$9691 : 2196 :: 100 : x$$

$$x = \frac{2196 + 100}{9691} = 22,660 \text{ de hidrógeno.}$$

$$9691$$

Es decir, si 9691 partes de azoe se combinan con 2196 de hidrógeno, 100 de azoe se combinarán con 22,660 de hidrógeno.

3.º Si se trata de conocer la composicion de un gas formado de un elemento gaseoso y un cuerpo sólido, se puede conseguir con facilidad teniendo en consideracion el peso específico del gas compuesto, el del gas elemental que entra en su composicion, y la contraccion que ha sufrido este último, al combinarse con el cuerpo sólido. *Ejemplos.* 1.º Supongamos que se pregunta que cantidad de hidrógeno y azufre entra en la composicion de 100 granos de gas ácido hidro-sulfúrico: es fácil responder á esta pregunta sin hacer ningun experimento: en efecto, se sabe que el volúmen del gas hidrógeno contenido en los 100 granos de gas ácido hidro-sulfúrico es igual al de este gas; por otra parte se conocen ya los pesos específicos del gas hidrógeno y del gas ácido hidro-sulfúrico: se trata pues de establecer la siguiente proporcion, si se quiere saber la cantidad de hidrógeno que contiene:

$$1,1912 : 100 :: 0,07321 : x = \text{cantidad de hidróg. en el gas.}$$

es decir: el peso específico del gas ácido hidro-sulfúrico, 1,1912, es al peso de este gas, 100, como el peso específico del hidrógeno, 0,07321, es al peso del hidrógeno, x . Multiplicando uno por otro los términos medios, y dividiendo el producto por 1,1912, saldrá 6,145 de hidrógeno para aquel peso: luego el gas ácido hidro-sulfúrico contendrá en las 100 partes

de que está formado, 6,145 de hidrógeno, y de 93,855 de azufre.

2.º Supongamos que se pregunta que cantidad de oxígeno y de carbono entra en la composición de 100 granos de gas óxido de carbono: para esto se sabe que el volúmen de gas oxígeno contenido en los 100 granos de gas *óxido de carbono* es la mitad del que tiene este gas, y por otra parte se conocen de antemano los pesos específicos del gas oxígeno y del gas *óxido de carbono*: se deberá pues establecer la siguiente proporción, si se quiere saber la cantidad de oxígeno que contiene:

$$0,9569 : 100 :: 0,5518 : x = \text{cantidad de oxígeno en aquel gas.}$$

es decir: el peso específico del gas *óxido de carbono* que es 0,9569, es al peso de este gas, que es 100 granos, como el peso específico del oxígeno, dividido por 2, que es 0,5518 (1), es al peso del oxígeno, x . Multiplicando los términos medios, y dividiendo el producto por 0,9569, tendremos 57,4 granos de oxígeno para aquel peso: luego el gas *óxido de carbono*, de las 100 partes de que está formado, contiene 57,4 de oxígeno y 42,6 de carbono.

DEL SISTEMA ATOMÍSTICO DE DALTON.

DALTON publicó en el año de 1802 un sistema que se llama *atomístico*, relativo á la composición de los cuerpos; el cual daremos á conocer circunstanciadamente, porque nos serviremos de él muchas veces en el discurso de esta obra, y en particular porque está generalmente admitido, y se pueden hacer con él numerosas aplicaciones al análisis.

4. DALTON entiende por *átomos* las partes mas pequeñas de que se componen los cuerpos: por lo tanto deben estos átomos ser indivisibles. Se ignora si los átomos de un cuerpo A son de la misma dimension que los de otro cuerpo B, C,

(1) Se divide por 2, porque el gas *óxido de carbono* no contiene mas que la mitad de su volúmen de oxígeno; luego, el peso específico del gas oxígeno es 1,1036.

ó D. No obstante es probable que no: tampoco se sabe si sus dimensiones tienen relacion con sus pesos. Igualmente es desconocida la figura de los átomos: DALTON supone que es esférica.

5. Cuando se combinan dos cuerpos de diferente naturaleza, la combinacion se hace entre sus átomos. Si aquellos cuerpos no pueden combinarse sino en una sola proporcion, como por ejemplo, el oxígeno y el hidrógeno, solo un átomo del uno es el que se combina con otro átomo del otro. Por el contrario si son susceptibles de unirse en muchas proporciones, como por ejemplo, el oxígeno y el cobre, estas proporciones son múltiplos de uno de los átomos; asi es que el cobre y el oxígeno pueden dar origen á dos compuestos diferentes: uno que tenga un átomo de cobre y otro de oxígeno, y otro que esté formado de un átomo de cobre y dos átomos de oxígeno. He aqui como generaliza esta importante proposicion el autor de aquella teoría.

1 átomo de a + 1 átomo de b = 1 átomo de c binario.

1 átomo de a + 2 átomos de b = 1 átomo de d ternario.

2 átomos de a + 1 átomo de b = 1 átomo de e ternario.

1 átomo de a + 3 átomos de b = 1 átomo de f cuaternario.

3 átomos de a + 1 átomo de b = 1 átomo de g cuaternario.

Por esta tabla es fácil conocer que cuando dos cuerpos no pueden formar mas que un solo compuesto, este ha de ser binario: si pueden formar dos, uno es binario y otro ternario, si pueden formar tres, uno es binario y los otros dos ternarios; y si pueden formar cuatro, uno es binario, los dos siguientes ternarios, y el último cuaternario.

6. *Modo de determinar los pesos de los átomos de los cuerpos.* Supongamos que se combinan dos cuerpos A y B para formar un compuesto binario, y que la experiencia prueba que se unen en relacion á su peso, A con 5 y B con 4; es evidente que un átomo de A pesa 5, y un átomo de B 4, puesto que, segun la hipótesis de DALTON, aquel compuesto resulta de un átomo de A unido á un átomo de B.

Si se quiere comprobar la exactitud de los números que hemos dicho representaban los pesos de los átomos A y B, se

procederá del modo siguiente: se combinarán separadamente A y B con un tercer cuerpo C: hecho esto, supongamos que A y C forman un compuesto binario en que el análisis ha encontrado 5 de A y 3 de C: supongamos además que B y C sean susceptibles de combinarse y formar un compuesto binario, será pues menester que el compuesto B C esté formado de 4 de B y de 3 de C: efectivamente, los pesos de los átomos B y C se espresan por 4 y por 3: el compuesto es binario; luego debe estar formado de un átomo de B y de otro de C.

Ejemplos capaces de aclarar estos datos. Supongamos que el análisis haya determinado que el agua es un compuesto de 1 parte de hidrógeno y 7,5 de oxígeno, en peso; como el agua es un compuesto binario en que está unido un átomo de oxígeno á otro de hidrógeno, se podrán representar los pesos de estos átomos por:

Hidróg.	Oxíg.
1,	7,5

Si se quiere comprobar la exactitud de estos números, combínense separadamente el hidrógeno y oxígeno con el carbono.

Supongamos también que, por medios análogos, se haya llegado á determinar, que, en el gas hidrógeno carbonado (compuesto de hidrógeno y carbono), los pesos de los átomos de hidrógeno y carbono sean:

Hidróg.	Carb.
1,	5,65

Supongamos por otra parte que los pesos de los átomos del óxido de carbono (compuesto de oxígeno y carbono) sean:

Oxíg.	Carb.
7,5	5,65

Es fácil asegurarse de la exactitud de los números representando los pesos de los átomos de agua: en efecto el peso del átomo de oxígeno es 7,5, ya sea que se determine analizando el gas óxido de carbono, ó el agua; el peso del átomo

de hidrógeno es 1, ya se haya sacado por el análisis del agua ó por la del gas hidrógeno carbonado. Al mismo tiempo se conoce tambien que será sumamente fácil llegar á conocer las proporciones de los elementos que constituyen el agua, considerando únicamente la naturaleza del óxido de carbono y del hidrógeno carbonado. Con estos datos podriamos racionar de este modo: el agua es un cuerpo binario compuesto de hidrógeno y oxígeno; estos dos elementos no pueden combinarse sino en una sola proporcion (véase §. 5.); luego el agua está formada de un átomo de oxígeno y de otro átomo de hidrógeno; pero, segun el análisis del óxido de carbono y del gas hidrógeno carbonado, el átomo de oxígeno es 7,5 y el del hidrógeno pesa 1: luego el agua está formada de 7,5 de oxígeno y de 1 de hidrógeno.

7. DALTON ha elegido el hidrógeno para representar la unidad en su teoría atomística; pero cualquier otro cuerpo hubiera llenado el mismo objeto; y si ha preferido aquel, es porque es el mas ligero de todos, y por consiguiente el que se combina en proporciones mas cortas: asi es, que segun aquel célebre fisico, siendo 1 el peso de un átomo de hidrógeno, el átomo de oxígeno pesará 7,5; el peso del de el azoe será 5; el del carbono pesará 5,65; y el del azufre será 15. Sin embargo de esto, es mucho mas cómodo tomar por unidad el peso del átomo de oxígeno, porque este entra á componer un gran número de cuerpos; por cuya razon lo adoptaremos nosotros con preferencia.

8. DALTON admite igualmente, con independencia de los átomos de los cuerpos simples de que hemos hablado hasta ahora, otros átomos en los cuerpos compuestos. Se determina el peso de estos átomos compuestos, tomando la suma de los pesos de los átomos que los constituyen. Asi es que un átomo de cobre se une á otro átomo de oxígeno para formar el protóxido de cobre: el átomo de cobre pesa 8: el del oxígeno pesa 1: luego el peso de un átomo de protóxido de cobre será 9.

Cuando se unen entre sí dos cuerpos compuestos para formar otros todavía mas compuestos, se verifica la combinacion en sus átomos igualmente y de la misma manera que cuando los cuerpos son simples. Asi es que, supongamos una sal neu-

tra formada de un átomo de ácido (cuerpo compuesto), y de un átomo de base (cuerpo compuesto): si con el mismo ácido y con la misma base se puede formar una sal ácida, ésta estará formada de un átomo de base y dos átomos de ácido.

Antes de concluir este artículo es necesario advertir que el sistema de DALTON es enteramente hipotético, y que es imposible demostrar rigurosamente su exactitud, pero puede servirnos de grande utilidad para llegar á dar á conocer la composición de los cuerpos; que muchos químicos célebres se han valido ya de él con los mejores resultados para determinar las proporciones de muchos compuestos que aun no estaban analizados: y por último que es la fuente donde BERZELIUS ha bebido la primera idea de su excelente teoría *sobre las leyes que presiden á la composición de los cuerpos.*

DE LA CRISTALIZACION.

La cristalización es una operacion en que las moléculas de los cuerpos líquidos ó aeriformes se acercan de manera que resulta un sólido regular que se llama *crystal*, de lo que se infiere que la cohesion ó atraccion de las moléculas integrantes hacen gran papel en la cristalización. Si el acercamiento de estas moléculas se hace de pronto y sin regularidad, en lugar de obtener un cristal, solo se formará una masa confusa que se llama algunas veces *precipitado*.

1º Todavía no se ha llegado á hacer cristalizar todos los cuerpos; pero muchos de los que no se han podido obtener en este estado se hallan en la naturaleza perfectamente cristalizados.

2º Si la sustancia que se quiere cristalizar es sólida, es menester ponerla líquida ó aeriforme por medio del fuego, del agua, del espíritu de vino ó de otro líquido.

3º La cristalización por el *fuego* puede verificarse de dos modos diferentes: ó la sustancia se transforma en vapores, se volatiliza y no cristaliza sino al paso que estos vapores se condensan y pasan al estado sólido; ó bien despues de haberla fundido, se va enfriando lentamente y formando cristales regulares; en cuyo caso comienza el enfriamiento por la superficie del líquido que forma una especie de costra, la que

se ha de romper luego que esté formada, y se han de decantar las partes internas todavía líquidas para obtener en forma de cristales regulares las que quedan en el vaso en que se ha hecho la fundición.

4.º La cristalización por los *líquidos* puede hacerse también por dos métodos distintos: ó bien se disuelve el sólido en el líquido hirviendo, y entonces se puede cristalizar al enfriarse, ó bien se abandona á sí misma la disolución, ó se pone á un calor suave, por cuyo medio se evapora el líquido, se acercan las moléculas sólidas y forman cristales regulares. Los sólidos que cristalizan en el agua retienen en general una porción de ella.

El mismo cuerpo puede al cristalizarse, hacer sólidos de varias formas: así es que el cuerpo AB, puede cristalizar en rombos, en prismas hexaedros, en dodecaedros, &c.: se designan estas formas con el nombre de *formas secundarias*. Cada uno de estos cristales podrá no obstante transformarse, por la división mecánica, en una forma igual para todos, y que se conoce con el nombre de *forma primitiva*: de esta manera se podrá sacar en algunos casos, un romboide del prisma hexaedro, del dodecaedro y del rombo arriba dicho. El cristal que constituye la forma primitiva se puede todavía subdividir en cristales mas pequeños que se llaman *moléculas integrantes*: la forma de estas moléculas puede ser diferente de la forma primitiva. En la obra de HAUY, autor ilustre de la *crystalografía*, se hallará explicada menudamente esta importante parte de la *historia natural*.

Después de estas nociones preliminares se comenzará la historia de los cuerpos elementales dividiéndolos en *ponderables* y *no ponderables*.

CAPÍTULO PRIMERO.

De los fluidos no ponderables.

Estos fluidos son:

- 1.º El calórico.
- 2.º El lumínico.
- 3.º El fluido elétrico.
- 4.º El fluido magnético.

Es preferible comenzar por la esplicacion de los fenómenos que presentan estos fluidos no ponderables, por el influjo que tienen sobre los otros cuerpos de la naturaleza, y particularmente porque su historia, que pertenece á la física mas bien que á la química, establece un paso natural desde aquella á esta ciencia. La imposibilidad de pesar y de sujetar estos fluidos hizo negar su existencia á algunos físicos; pero la mayor parte de ellos convienen en admitirla, porque facilita el estudio de los fenómenos que componen su historia. Prescindiendo de las discusiones de los físicos sobre este punto, por no ser de esta obra, y porque darian pocas luces se comenzará desde luego su historia individual dejando para el fin del artículo *calórico* el dar á conocer las principales hipótesis sobre la *causa del calor*.

ARTICULO PRIMERO.

Del calórico.

9. *El calórico* es un fluido sutil en extremo, que hace parte constituyente de todos los cuerpos y cuyos caractéres principales son: 1º moverse en forma de radios cuando está libre: 2º producir, su aumento en los cuerpos, una dilatacion mas ó menos notable (1), á la que se sigue á veces descomposicion: 3º obrar de consiguiente en sentido contrario de la atraccion: 4º hacernos experimentar, cuando está en contacto con nuestros órganos, una sensacion particular que se conoce con el nombre de *calor*: 5º en fin, causar por su separacion efectos inversos á los precedentes, á saber la contraccion y el sentimiento del frio. Se dará alguna explicacion de cada uno de estos cinco caractéres.

10. *El calórico se mueve en forma de radios cuando está libre.* Se puede demostrar la certeza de esta proposicion con el auxilio de dos reflectadores cóncavos. *Experimento.* (V. la estampa 5, fig. 42.) Si se colocan á cinco ó seis pies de

(1) No hay mas que un corto número de cuerpos exceptuados de esta ley. (Veas. § 24.)

distancia uno de otro, dos espejos cóncavos de cobre A y B, cuya concavidad esté perfectamente pulimentada, y cuyas partes cóncavas esten enfrente una de otra, se advertirá que los ejes DD se confunden, que poniendo un poco de yesca en el foco f del espejo B, se encenderá casi repentinamente luego que se haya llenado de brasas un braserillo que se coloca en el foco F del espejo A. Este hecho no se puede explicar sino por una de estas dos hipótesis: ó el calórico emanado de las ascuas colocadas en F se comunica á la yesca, por medio de las capas de aire intermedias, pasando de unas á otras; ó bien se lanza desde las mismas ascuas al espejo A en forma de radios, lo reflecta el mismo espejo volviéndolo á enviar sobre el otro B, que lo reflecta de nuevo dirigiéndolo á f, foco en donde se halla la yesca. No se puede admitir la primera de estas hipótesis; porque los puntos PP, mucho mas inmediatos á las ascuas que el foco f, no estan ni con mucho, tan calientes como el foco, lo que deberia suceder si se admitiese la primera hipótesi: debe pues adoptarse la segunda que es la que supone los radios del calórico. Véase ahora como se conduce uno de los radios calóricos emanados de las ascuas; y lo que se dice de este se debe entender de todos los que dan cerca del eje DD. El radio F s da sobre el punto S del espejo A, bajo un ángulo F s g hecho con la tangente t g. Si la parte cóncava de este espejo no estuviese muy pulimentada, absorveria este radio y quedaria combinado con ella; pero en virtud de su pulimento y brillantez, reflecta el radio paralelamente al eje DD, bajo el ángulo t s o igual al ángulo de incidencia F s g. Cuando llega al punto O de la parte cóncava del espejo B, que no lo puede absorver, porque está muy pulimentada, se halla reflectado de nuevo en f, bajo el ángulo f O r hecho con la tangente e r, e igual al ángulo e O s.

Si en lugar de ascuas, se pone en el foco F una bola metálica muy caliente, un vaso con agua hirviendo, ó cualquiera otro cuerpo caliente, se advertirán fenómenos análogos: la materia que se ponga en f, menos caliente que las dichas, se va calentando por grados al paso que va recibiendo los radios calóricos reflectados. Mas adelante habrá ocasion de hablar del uso de estos espejos.

PROPIEDADES DEL CALÓRICO RADIANTE.

1.º El calórico radiante es capaz de reflectarse, como se acaba de probar, cuando da en la superficie de ciertos cuerpos, en particular si están pulimentados, y entonces no se combina con ellos; pero si la superficie de los cuerpos es escabrosa, en lugar de reflectarlo lo absorbe y se calienta. 2.º Atraviesa el aire rápidamente y no se combina perceptiblemente con él. SCHELE hizo experimentos con espejos cóncavos en una pieza fría y observó que se veía el aliento de los animales colocados á corta distancia del foco del espejo, donde se habia encendido azufre por medio del calórico radiante; lo que no sucedería si el aire se hubiese calentado. 3.º El movimiento de una corriente de aire no corta el paso á los radios caloríficos, pues observó el mismo fisico que se verificaba constantemente la combustion del azufre puesto en el foco de un espejo, fuese cualquiera la intensidad y direccion del viento, con tal que estuviese abierta la portezuela de la estufa encendida que debe dar el calórico radiante. 4.º El calórico radiante parece que puede ser refringido segun los experimentos de HERSHELL.

El calórico produce por su aumento ó acumulacion en todos los cuerpos orgánicos é inorgánicos, una dilatacion mas ó menos perceptible. Esta proposicion se funda en varios experimentos.

A. (V. la estampa 6, fig. 43.) Si se toma un cilindro metálico P, y se hace ascua, se verá que ya no puede entrar en la sortija C por la que pasaba libremente de un cabo á otro antes de haberlo calentado, y por el que podrá pasar luego que esté frío: asi que el cilindro metálico prueba evidentemente una dilatacion por el calórico; *bien que esta dilatacion no se ha conducido hasta el punto de poner fluidas sus moléculas.* El instrumento que sirve en este experimento se llama *sortija de S' Gravesande.*

B. Si se acumula ó aumenta calórico con ascuas, sobre una corta cantidad de éter líquido puesto en la parte superior de una campana alta llena de mercurio, cuya boca descansa en un baño del mismo metal, se advertirá que se

dilata el éter, hace descender al baño el mercurio que llenaba la campana, pierde el estado de líquido y queda parecido al aire; pero si se deja de aumentar el calórico, se enfria muy luego el aparato y el éter, el mercurio vuelve á subir de nuevo en la campana, y contrayéndose el éter vuelve á tomar la forma de líquido. En este experimento se llega hasta el punto de que las moléculas del éter se pongan en estado aeriforme, y en este caso se dice que estan en estado gaseoso.

C. *El termómetro*, instrumento bien conocido, presenta tambien una prueba de la dilatacion que el calórico hace experimentar á los líquidos, porque la cantidad de mercurio ó de espíritu de vino que contiene este instrumento es la misma, que haga mucho calor ó mucho frio, y solo aparece mayor cuando hace calor, porque el calórico obra sobre ella, y la dilata mas que el vidrio que la contiene.

D. Si se calienta con precaucion una vejiga que contenga cierta cantidad de aire, y se tiene su cuello perfectamente cerrado, se observará que este fluido se dilata por grados, se hincha la vejiga, y aun puede reventarse si se aumenta bastante el calórico.

Tan decisivos experimentos prueban evidentemente que el aumento del calórico en un cuerpo lo hace dilatar: luego se probará la diferencia de esta dilatacion en los cuerpos sólidos, líquidos ó gaseosos expuestos al mismo grado de calor.

El calórico obra en sentido inverso de la atraccion. Para vencerse de esto basta un breve raciocinio: la atraccion es una fuerza que tiene continua tendencia á acercar las moléculas: el calórico procura constantemente apartarlas: de la relacion que existe entre estas dos fuerzas penden los estados de sólido, líquido y gaseoso, en los cuales se presentan todos los cuerpos.

El calórico nos hace experimentar, cuando está en contacto con nuestros órganos, una sensacion particular, que se conoce con el nombre de calor. De esta manera no se confundirá el sentido de estas dos palabras. El calor es un efecto que produce el calórico, al que se debe mirar como la causa de este efecto: cuanto mayor sea la fuerza con que obre esta causa tanto mas notable será el efecto, siendo por otra par-

te iguales las demas cosas. Se llama *temperatura* el grado perceptible de este calor, y se dice que la temperatura de un cuerpo es mayor ó mas subida que la de otro, cuando produce sobre nosotros una sensacion mas viva de calor.

El calórico causa en su separacion efectos inversos á los precedentes, esto es, la contraccion y el sentimiento del frio. La contraccion de los cuerpos que pierden calórico se prueba en todos los experimentos precedentes: en cuanto al sentimiento del frio piensan algunos fisicos que se debe atribuir á un fluido particular que llaman *frigorífico*, mas bien que á la ausencia del calórico: nosotros al contrario admitimos esta última hipótesis, porque explica todos los fenómenos, y nos dispensa de adoptar sin necesidad un nuevo fluido no ponderable.

Despues de haber explicado los diferentes caractéres del calórico, se dará una idea de algunos instrumentos *proprios para darnos á conocer la diferencia que existe entre las temperaturas de dos cuerpos desigualmente calentados.* Estos instrumentos se llaman *termómetros*.

DE LOS TERMOMETROS.

II. Como todos los cuerpos se dilatan ó contraen por las variaciones de la temperatura, todos en rigor podrian servir para indicar estas variaciones, y de consiguiente para hacer termómetros; pero unos son poco dilatables, y no permiten la observacion fácil de la alteracion de su volúmen en dichas variaciones, tales son los sólidos; otros se dilatan tanto con las mas ligeras variaciones de calor, que seria muy incómodo su uso cuando la temperatura estuviese muy alta, como son los gases. Los líquidos son los que entre todos los demas cuerpos presentan mas ventajas; porque se dilatan mas que los sólidos y menos que los gases; por eso se emplean con preferencia en la construccion de estos instrumentos, y el *mercurio* reúne sobre todos á la ventaja de sentir las variaciones mas ligeras de la atmósfera, la de dilatarse regularmente y con corta diferencia de una manera proporcional á la de los cuerpos gaseosos entre la temperatura de 36° grados bajo de 0, y la del agua hirviendo cuando está metida en un tubo de vidrio:

ademas puede recibir un grado de calor bastante alto sin hervir, y un frio bastante notable sin helarse.

DEL TERMOMETRO DE MERCURIO.

12. *Modo de hacer este termómetro.* Se toma un tubo de vidrio cilíndrico, cuya boca ó abertura sea capilar, ó de un diámetro muy pequeño; se ata con cuidado una de sus extremidades á la boca de una botella de goma elástica; la otra extremidad se calienta á la lámpara de esmaltar hasta que se ablande el vidrio; se pone redonda esta extremidad con una barrita metálica; se calienta hasta que esté hecha ascua blanca; se pone el tubo de manera que la extremidad redondeada esté hácia arriba; y se comprime con la mano la botella de goma elástica: de esta manera se sopla el tubo para formar la bola en su extremidad, sin la humedad que se introduciría si se sopláse con la boca.

Hecho esto se ha de tratar de hacer salir mucha parte del aire del tubo y de introducir en él el metal: para esto se ha de calentar la bola, y se mete la boca ó extremidad abierta del tubo en mercurio perfectamente puro y seco. Al paso que se va enfriando el tubo, se contrae la corta cantidad de aire que lo llenaba y que estaba dilatada por el calor, y se forma un vacío: entonces, en virtud de la presión atmosférica, entra el mercurio á llenar este vacío, y va llegando poco á poco hasta la bola: se calienta esta de nuevo, y el mercurio que contiene, hasta el punto de que este hierva, y el vapor mercurial que se forma echa del tubo otra porción de aire; de suerte que se puede volver á poner en el mercurio la boca del tubo para que entre en él nueva cantidad de este metal: se repiten estas operaciones dos ó tres veces hasta que se llene toda la capacidad del tubo y bola: entoncés se ha de echar fuera lo que sobra, para lo cual se calienta de nuevo la bola hasta que salgan del tubo las dos terceras partes del mercurio que contiene en estado de vapor: en aquel estado, hirviendo todavía el mercurio, se hace fundir en la lámpara la extremidad del tubo, y se cierra herméticamente. De este modo no queda aire dentro, y los dos tercios superiores casi vacíos, permiten la dilatación del metal por la acción del calórico.

Cuando no hubiese un tubo cilíndrico, se escogerá el que mas se acerque á esta forma, y se partirá en divisiones de igual capacidad, segun el método de GAY-LUSSAC. (Véanse las obras de fisica.)

Graduacion del termómetro. Se rodea de hielo al derretirse la bola y parte del tubo que contiene el mercurio; se señala el punto en que este se detiene al cabo de algunos minutos; se saca el tubo del hielo, y se mete en el vapor de agua destilada hirviendo. Para esto se calienta un poco de agua en un vaso metálico, mas alto que el termómetro, que tenga una cobertera con dos agujeros, uno para que salga el vapor del agua, y el otro para que salga por él la parte superior del tubo, de manera que quede á la vista cabalmente la parte en que se presume el punto del hervor. El mercurio rodeado de vapores acuosos, sube gradualmente en el tubo, y cuando se queda estacionario, se señala el punto en que se detiene. Importa mucho que la altura del barómetro, que indica la presion de la atmósfera, sea de 76 centímetros (28 pulgadas.) Supuestos estos dos puntos, esto es, el del hielo al fundirse y el del agua hirviendo, se divide el intervalo en cien partes iguales que se llaman *grados*, si se quiere hacer un termómetro centígrado ó de Celsius; y en 80 partes, si se quiere el termómetro de Deluc llamado vulgarmente de REAUMUR. El punto que corresponde el hielo al fundirse es 0° del termómetro, y el del hervor es 100° ó de 80° .

Conocido por este medio el espacio que forma un grado, se puede continuar la division bajo el cero y sobre el punto del hervor. Se indica con el signo — los grados por debajo de cero, y por el signo + los que estan por encima. Se ve en lo dicho, que graduados asi dos termómetros en las diferentes partes del mundo, deben ser comparables entre sí, pues que el hielo se funde en todas partes á la misma temperatura, y que el agua entra siempre en hervor al mismo grado, si la presion de la atmósfera es cual se ha indicado.

13. Los puntos fijos del termómetro de FAHRENHEIT son por una parte el agua hirviendo, y por la otra el frio que produce una mezcla de sal marina y de nieve. El número de grados que se comprende entre estos dos puntos es de doscientos y doce: 9° de este termómetro equivalen á 5° del ter-

mómetro centígrado, y á 4° del de Deluc, llamado de REAUMUR: finalmente el 0° corresponde al punto que da el frío artificial, y el 32° al 0° del termómetro centígrado.

14. El termómetro de DELISLE es tambien de mercurio; pero no tiene mas punto fijo que el del calor del agua hirviendo, designado por 0° ; mas abajo de este punto se advierten ciento y cincuenta divisiones que son los grados: el 150° corresponde al 0° del termómetro centígrado; 7° , 5° de este termómetro equivalen á 5° del termómetro centígrado y á 4° del de DELUC.

15. Los termómetros de mercurio no son los únicos de que se hace uso; es preciso á veces usar del alcohol (espíritu de vino), por ejemplo, cuando la temperatura que se desea conocer es muy inferior al cero; porque entonces el mercurio tiene tendencia á ponerse sólido, mientras que el espíritu de vino no se hiela aunque se exponga á la accion de mezclas frigoríficas muy intensas. No se suelen emplear estas dos especies de termómetros, sino para las temperaturas medias: muy poco sensibles á la accion de las cortas cantidades de calórico, no pueden indicar nada cuando la temperatura es poco alta, y por otra parte se harian pedazos, y se vaporizarian sus líquidos, si se pusiesen en contacto con cuerpos cuya temperatura fuese muy alta.

16. *Pirómetros* se llaman unos instrumentos sólidos, á propósito para dar á conocer las temperaturas mas altas. El de WEDGWOOD se funda sobre la propiedad que tiene la arcilla de contraerse por la accion del calor, 1° porque se seca, y 2° porque los elementos que la componen se combinan mas íntimamente. El 0° de este pírometro corresponde segun WEDGWOOD á 598° del termómetro centígrado, y cada uno de estos grados representa en él 72° del termómetro centígrado. Este instrumento es tan defectuoso, que tenemos por excusado el describirlo; pues que tiene probado HALL que la arcilla se contrae tanto, cuando se calienta por mucho tiempo hasta el rojo cereza, como cuando se pone por un tiempo mucho mas corto á la accion de una temperatura mas alta, por ejemplo el rojo blanco.

No se conocen cuerpos mas á propósito para medir las altas temperaturas de los hornos que los metales. Puede verse en

la obra de física de BIOT una descripción circunstanciada del pirómetro metálico de LAVOISIER y de LAPLACE (tom. I.) Baste dar á conocer aquí el que usó BROGNIARD en la fábrica de porcelana de Sevres, y que solo sirve para señalar los términos fijos en las temperaturas altas (fig. 44.) DD es una barra metálica que estriva sobre un obstáculo fijo CC por una de sus extremidades; la otra empuja la extremidad L de una palanca en forma de codo LEB, movable al rededor del centro fijo E y cuyo brazo EB será cien veces mas largo que EL. AA es una division circular puesta á la extremidad del brazo EB. Suponiendo ahora que se calienta la barra DD de manera que se dilate un milímetro; la extremidad de la palanca, marchará desde esta cantidad, y de consiguiente la extremidad B de la aguja correrá cien milímetros, ó un espacio cien veces mayor. Suponiendo ahora que el calor sea bastante fuerte para causar en la barra DD una dilatacion doble, la aguja B correrá un espacio de doscientos milímetros. Lo mismo se puede decir de otros grados de calor que reciba la barra. Asi que es evidente que siempre que el calor sea tal cual se acaba de indicar, la aguja B volverá á la misma division.

17. *Termómetro de aire.* El mejor de los que se conocen es el *termómetro diferencial de LESLIE*: para construirlo se toman dos tubos cuya longitud puede ser desigual, de un diámetro algo mayor que el de los termómetros ordinarios; cada uno termina en una bola hueca de cuatro á siete décimos de pulgada de diámetro: se introduce en una de estas bolas una corta cantidad de ácido sulfúrico teñido con carmin; se juntan los dos tubos á la llama de un soplete, y se encorvan de manera que se les haga tomar la forma de la letra U. (V. la estampa 6, fig. 45.) La distancia de una bola á la otra es como de 2 á 4 pulgadas; el tubo mas corto DC, al que se fija la escala, debe tener un diámetro interior bien igual y de $\frac{1}{15}$ ó aun de $\frac{1}{16}$ de pulgada: el otro tubo EF no es necesario que sea tan arreglado pero debe ser mas ancho: su altura puede ser de tres á seis, pulgadas: la bola B toma el nombre de *bola focal*; E representa el nivel de los líquidos en la bola B, y M lo representa en el tubo DC.

18. *Graduacion de este termómetro.* Estando las dos bolas á la misma temperatura se señala el punto en que se detiene ó

donde llega el líquido en el tubo DC: este punto es el 0° ; se rodea de hielo al derretirse la bola D; se coloca el instrumento en una pieza ó cuarto que esté al temperamento de 10° , ó á cualquiera otro grado; se separan las dos bolas una de otra por medio de una pantalla; y entonces la bola B se halla á 10° el aire que contiene, mas dilatado que el de la bola D, empuja el líquido y lo hace levantar en el brazo DC hasta cierta altura que se señala. El intervalo que hay entre este punto y el 0° se divide en cien partes iguales. Si se desean señalar grados bajo el 0° , se hará una operacion inversa rodeando la bola B de hielo y calentando la bola D. Diez grados de este termómetro corresponden á un grado del termómetro centígrado. Al servirse de este instrumento se ha de tener presente que el líquido que tiene color subirá tanto mas en el brazo CD, cuanto el aire de la bola B esté mas caliente respecto al que contiene la otra bola. Este termómetro indica la diferencia de temperatura de los dos espacios que ocupan las bolas B D, y esto es lo que le ha hecho dar el nombre de *termómetro diferencial*, que sirve para señalar las temperaturas muy bajas. Despues de LESLIE inventó RUMFORD un instrumento que llamó *termóscopo*, el que no es otra cosa sino el mismo termómetro diferencial construido en mayores proporciones, y en el que el alcohol (espíritu de vino) sirve en lugar del ácido sulfúrico.

DE LA DILATACION DE LOS CUERPOS POR EL CALÓRICO.

19. Se ha probado que el calórico dilata todos los cuerpos, y ahora se examinará si la dilatacion es la misma en los cuerpos sólidos, líquidos ó gaseosos expuestos á las mismas temperaturas.

La dilatacion de los cuerpos sólidos es poco notable, y es algo diferente en cada uno de ellos: asi es que el hierro y el carbon, calentados al mismo grado, se dilatan desigualmente. Hasta estos últimos tiempos se habia creido que la dilatacion considerada aisladamente en un cuerpo sólido, era sensiblemente proporcional á la temperatura, pero los nuevos experimentos de DULONG y PETIT, han probado lo erróneo de esta asercion. En efecto, han probado que la dilatacion de los sólidos aumenta con la temperatura: asi es que el hierro se dilata

mas en pasando de 300° á 400° , que pasando de 100° á 200° . Esta dilatacion se hace mucho mas sensible cuando el metal está ya para fundirse. El vidrio se dilata con mas rapidez que los metales sólidos, y la de estos mas que la del mercurio.

20. *La dilatacion de los líquidos de diferente naturaleza, sujeta á la misma temperatura, varía como la de los sólidos:* para probar esto se tomarán diferentes bolas de vidrio vacías y con tubos de lo mismo: se introduce en una de ellas espíritu de vino, y en las otras agua, aceite ó mercurio: se señala la altura del tubo adonde llega cada uno de estos fluidos, se ponen en un vaso que tenga agua caliente, y se observa pronto la desigualdad de la dilatacion que experimentan estas sustancias. Pero entre los cuerpos sólidos y los líquidos hay la diferencia (exceptuando siempre el mercurio) que estos no se dilatan de un modo uniforme, en particular cuando se acercan al punto de hervor ó al de congelacion: como por ejemplo, el agua, que no se dilatará en la misma cantidad para pasar desde 10° á 20° , como cuando suba de 70° á 80° .

Aunque al mercurio se le habia considerado como excepcion de esta ley, no es asi, y se halla en el mismo caso, á lo menos entre los 36° bajo de 0 y el agua hirviendo.

No obstante, considerada aisladamente la dilatacion de este metal parece que no tiene relacion con el aumento de temperatura, pero se conocerá que si metiéndole en un tubo de vidrio, porque entonces la dilatacion de este y la del mercurio se combinan y resulta una compensacion exacta. De esto se infiere que los termómetros hechos con este metal, serán muy á propósito para señalar exactamente la temperatura entre los grados que hemos dicho.

21. *Dilatacion de los gases.* Resulta de los experimentos de GAY-LUSSAC y DALTON, que todos los gases se dilatan igualmente; y asi el aire atmosférico y el vapor del éter, calentados á un mismo grado, se dilatarán lo mismo sin contar con esta propiedad comun; la dilatacion de cada uno de ellos entre los puntos ó extremos del hielo al derretirse y del agua hirviendo, es conocidamente proporcionada á la del mercurio, como se ha dicho al tratar de los sólidos. La experiencia prueba que, calentando una parte de cualquiera gas desde el grado de hielo al derretirse hasta el del hervor del agua, se dilata o,

375 de su volúmen. Ya sacaremos partido de esta proposicion, que solo se indica ahora, cuando se vuelva á ella en el artículo *Análisis de los gases*.

CAUSAS DEL ESTADO, Y DE LA MUTACION DE ESTE

EN LOS CUERPOS.

22. Se ha visto 1º que las moléculas integrantes de los cuerpos se mantienen unidas entre sí en virtud de la fuerza de cohesion ó de atraccion; 2º que se las puede apartar unas de otras sujetándolas á la accion del calórico, de suerte que se verifique en los cuerpos, de que son parte, una dilatacion mayor ó menor. Hemos deducido de estos hechos que el estado sólido, líquido ó gaseoso de los diferentes cuerpos pende de la relacion que existe entre estas dos fuerzas. Asi que, suponiendo por un instante que el calor del globo fuese extremo, seria tal la dilatacion, que todos los cuerpos estarian en estado de gas: si el calor fuese nulo ó casi nulo, seria tan preponderante la atraccion que solo habria sólidos; y en fin, si cada una de estas fuerzas obra moderadamente se concebirá con facilidad que habrá en él sustancias sólidas, líquidas y gaseosas. Estas consideraciones nos permiten sancionar que *el paso de un cuerpo sólido, primero al estado líquido y despues al estado gaseoso, no puede verificarse sin que el cuerpo absorva el calórico necesario para vencer la fuerza de cohesion; y viceversa, que cuando de gaseoso pasa á líquido ó sólido debe perder calórico, pues se acercan entre sí sus moléculas*. Ahora debemos estudiar los fenómenos que presentan los cuerpos en estos diferentes pasos.

23. *Fundicion de los cuerpos por el calórico*. Cuando se expone á la accion del calórico un cuerpo sólido capaz de fundirse, como el plomo, se advierte que se va calentando cada vez mas hasta que comienza á fundirse, desde aquel punto permanece en tal estado la temperatura, y solo cuando llega á fundirse toda la masa es cuando comienza de nuevo á subir. Véase un hecho que confirma y pone fuera de duda esta verdad. Calíentese una libra de hielo cuya temperatura sea de 10º bajo cero, y se levantará su temperatura; si cuando haya llegado á cero, grado al que comienza á fundirse, se mezcla

con una libra de agua á $75^{\circ} + 0$, la libra de hielo absorve el calórico del agua caliente, pasa del estado sólido al estado líquido, y queda siempre la temperatura á 0° . Los físicos han designado con el nombre de *calórico latente* esta cantidad de calórico que no da á conocer el termómetro, y que en el caso presente se emplea en operar el paso del estado sólido al estado líquido, y han dado el nombre de *calórico libre ó sensible* al que obra sobre el termómetro, levanta la temperatura de los cuerpos, y nos calienta.

24. Todavía falta mucho para poderse afirmar que todos los cuerpos se dilatan al pasar del estado sólido al estado líquido; pues algunos tienen menos volúmen despues de este paso: tales son el hielo, el hierro, el bismuto, el antimonio, casi todas las sales que cristalizan en prismas &c. Ya hace mucho tiempo que se ha observado que todos los cuerpos se dilatan perceptiblemente al pasar del estado líquido al estado sólido, á tal punto que las vasijas de vidrio llenas de estos líquidos se suelen romper cuando se verifica su consolidacion. Se ha explicado este fenómeno diciendo que las moléculas de estos cuerpos en el estado sólido estan dispuestas entre sí de manera que ocupen mayor espacio que cuando estan líquidas.

25. La fundicion de diferentes cuerpos sólidos se verifica á diversas temperaturas: se llaman *muy fundibles* los que se funden con muy poco calor, é *infundibles* aquellos cuya fundicion no se puede conseguir con el mayor fuego de nuestras fraguas; pero es evidente que no existen cuerpos infundibles. Los que se han mirado como tales se funden fácilmente á un grado de calor superior al de nuestras fraguas: asi es como se ha conseguido en estos últimos tiempos fundir muchos por medio de un soplete inventado por BROOKS, cuya descripcion se dará en el artículo *Hidrógeno*.

DE LA TRASFORMACION DE LOS LÍQUIDOS EN GASES.

26. Se ha dicho que el calórico puede separar las moléculas de muchos cuerpos lo bastante para que pasen al estado aeriforme ó de gas. Llámase *gas permanente* el que no muda de estado, aunque se exponga á un frio y á una presion fuerte: tal es, por ejemplo, el aire atmosférico. Se da el nombre de *gas no permanente ó de vapor* al que se vuelve líquido ó sólido

cuando se enfria ó se sujeta á una presion conveniente. Ahora solo se trata de los vapores cuyas propiedades se van á exponer antes de examinar los fenómenos de su formacion.

DE LAS PROPIEDADES DE LOS VAPORES.

A. Los vapores perfectamente formados son la mayor parte invisibles (1). Para probar este hecho puede servir el vapor del agua que se halla constantemente en el aire ; y no quedará duda alguna sobre su invisibilidad, si se demuestra que existe en la atmósfera cuando ésta no presenta ninguna nube, y que el aire es invisible y perfectamente transparente (2).

Experimento. 1º Hágase una mezcla de sal comun y de nieve ó hielo quebrantado ; póngase al aire en un lebrillo, y muy pronto se cubrirá la superficie de una capa blanca, que no es mas que el vapor acuoso del aire consolidado : esta mezcla tiene la potencia de producir un enfriamiento de algunos grados bajo cero, y de consiguiente de quitar calórico á los cuerpos que la rodean, entre los cuales se halla el vapor contenido en el aire. Este hecho presenta la ocasion de explicar un fenómeno conocido, á saber que las cuevas humean en invierno. La temperatura de estos sitios subterráneos está constantemente á $10^{\circ} + 0$; en invierno el aire de la cueva, como mas caliente y dilatado que el de la atmósfera, procura salir de ella, y se halla en contacto con el aire frio ; este absorve calórico al vapor que lo contiene, lo condensa y lo presenta bajo la forma de una nube ó de humo. 2º Cuando se exponen al aire, perfectamente transparente, sustancias secas y avidas de agua, no tardan mucho en humedecerse y disolverse ; en es-

(1) Se dice la *mayor parte*, porque el vapor del iódo es de color de violeta, y el vapor nitroso es amarillo anaranjado.

(2) Hablando en rigor no se puede decir que el aire sea invisible, porque es azul ; pero no se percibe este color sino cuando se le ve en gran masa, como por ejemplo, en lo que se llama *cielo*. Tambien es probable que el aire que hay en una pieza nos pareceria azul, si la luz, reflectada por los otros cuerpos, no nos impidiese ver su color, que es en exceso débil.

te caso se halla la piedra de cauterio (potasa) el cloruro de calcio (muriato de cal) la tierra foliada de tártaro (acetato de potasa).

B. El vapor ocupa un espacio mucho mayor que el líquido de que se formó; y así una pulgada cúbica de agua líquida á 4° + 0 ocupa 1698 pulgadas cúbicas cuando está en estado de vapor. *Experimento.* GAY-LUSSAC probó este hecho reduciendo á vapor una cantidad conocida de agua contenida en un tubito que habia colocado en una campana graduada, llena de mercurio y puesta boca abajo en un baño de este metal. Es evidente que en el momento de la vaporizacion del agua, se rompió el tubo, y el mercurio de la campana bajó empujado al baño, entonces se pudo señalar cual era el espacio que ocupó el vapor, como que la campana estaba graduada.

C. El vapor tiene exactamente la misma temperatura que el líquido de que se forma cuando está en el punto de hervor. Esto se ve metiendo un termómetro en el vapor que se forma cuando se hace hervir un poco de agua en una vasija grande.

D. El vapor tiene una fuerza expansiva extraordinaria que se llama *tension*. VAUBAN halló por medio de experimentos que debieran repetirse, que 140 libras de vapor de agua producen una explosion capaz de hacer saltar una masa de 77 mil libras, siendo así que 140 libras de pólvora no producen el mismo efecto sino sobre una masa de 30,000 libras. La tension ó la presion del vapor varía segun las temperaturas. En la opinion de DALTON el del agua á cero, termómetro centígrado, no es mas que de 0,00508 de metro, mientras que á 30° es de 0,03073 de metro.

E. El vapor contiene muy grande cantidad de calórico, pues CLEMENT y DESORMES han hecho ver que dos libras de vapor de agua á 100° , puesta en contacto con 11 libras $\frac{2}{3}$ de agua á 0° , levanta la temperatura de las 13 libras $\frac{2}{3}$ que resultan á 100° , con tal que no haya habido pérdida.

F. El vapor puede pasar tambien al estado de líquido por la compresion. Supóngase que un espacio lleno de vapor, se disminuye ó encoje hasta la mitad, entonces se condensará la mitad del vapor; si el espacio se reduce á una tercera parte, se condensarán dos terceras partes; y en suma si la compresion se hace en el vacío, y con la fuerza suficiente, será total la condensacion.

G. No sucede lo mismo cuando el vapor está mezclado con el aire, pues por grande que sea entonces la fuerza que comprime, nunca llega el vapor á condensarse enteramente.

DE LA FORMACION DE LOS VAPORES EN EL VACÍO.

27. Si se pone un líquido en un espacio vacío, por ejemplo, bajo el recipiente de la máquina pneumática (1), se forma inmediatamente cierta cantidad de vapor, sea cualquiera la temperatura de este líquido. La cantidad de vapor que se produce será tanto mayor, 1.º cuanto mas grande sea el espacio en que se forme, y 2.º cuanto mas alta sea la temperatura del líquido. Asi es que el agua á 10° dará en un espacio E la mitad menos de vapor que en un espacio doble $2E$, siendo la temperatura la misma. Por otra parte el agua á 12° dará mas vapor que la que está á 10° , siempre que no varíe el espacio en que se forme. Se debe añadir que la cantidad de vapor que se forma, se aumenta en mayor proporcion que la temperatura, y asi se formará mas desde 10° á 20° , que lo que forme el líquido que esté de 0° á 10° .

La naturaleza de los líquidos influye tambien sobre la cantidad de vapor que se forma: pues el ácido sulfúrico, el éter, el agua, por ejemplo, colocados en un espacio de igual capacidad y á la misma temperatura, darán cantidades desiguales de vapor. Se creyó en cierto tiempo que se formaba tanto mas, ó que era el vapor tanto mas denso, cuanto el líquido era mas difícil de entrar en el hervor: pero esta ley que varía en un gran número de líquidos, falta cuando se aplica al carburo de azufre, líquido menos volátil que el éter, y cuyo vapor es sin embargo mas ligero.

(1) Se hace el vacío por medio de una máquina que se llama *pneumática*, cuya descripción se halla en todas las obras de física. Hay mucha analogía entre el modo de vaciar el aire de una campana por medio de esta máquina, y el modo de vaciar ó sacar el agua de un vaso por medio de una geringa: cuando tiramos hácia nosotros del embolo de una geringa, se llena de agua el cuerpo de ella; y en una máquina pneumática, cuando se hace mover el embolo, se llena el cuerpo de la bomba, del aire que sale de la campana y se extiende en la atmósfera por las válvulas que le dan salida.

¿Como es que el agua á 10°, puesta en el vacío de un vapor, que como se ha dicho, contiene tan gran cantidad de calórico? ¿que cuerpo es el que da este calórico? el agua misma. Supongamos, para concebir este fenómeno que se emplean 100 granos de agua á 10°, y que se vaporicen 20 granos, los 80 restantes han prestado el calórico necesario para formar el vapor; de suerte que al cabo de cierto tiempo se hallará su temperatura á 6°, ó á 4° y á un grado todavía inferior.

LESLIE ha hecho en estos últimos tiempos una aplicacion muy importante de estos datos. *Experimento.* Se ponen bajo el recipiente de la máquina pneumática dos platillos separados; uno con agua y otro con ácido sulfúrico concentrado, que tiene mucha afinidad con el agua: se hace el vacío; se evapora una parte del agua, y ocupa el espacio antes vacío; pero el ácido absorbe el vapor y se calienta: el recipiente se halla vacío de nuevo, y vuelve á comenzar la evaporacion y la absorcion hasta que el agua del platillo haya cedido á la que se vaporiza bastante calórico, para que pase al estado sólido. En este experimento se calienta y se debilita el ácido sulfúrico.

M. LESLIE acaba de probar que el basalto porfirico descompuesto, obra del mismo modo que el ácido sulfúrico. Cuando este cuerpo está bien seco absorbe $\frac{1}{50}$ de su peso de humedad, sin que su fuerza absorbente se haya debilitado la mitad y $\frac{1}{25}$ antes de reducirse á la cuarta parte: se satura cuando ha absorvido cerca de un quinto de su peso de agua. Segun LESLIE, el basalto de que hablamos, y aun la tierra de jardin bien seca y reducida á polvo, pueden congelar mas de un sexto de su peso de agua, con tal que obren en una superficie grande. Es de advertir que los polvos que han servido una vez, adquieren, despues de secos, la propiedad de congelar otra cantidad de líquido. Estos resultados podrán suministrar aplicaciones útiles á las artes.

CONFIGLIACHI, catedrático de Pavía, llegó despues á congelar el agua, empapada en una esponja, haciendo el vacío, sin el auxilio del ácido sulfúrico: la temperatura del aire exterior estaba á 18° del termómetro centígrado, y bajo el recipiente estaba á 3°—0. Advirtió que precedia á esta congelacion una baja en el termómetro de algunos grados bajo cero; pero que cuando comenzaba subia el mercurio á cero, y se

mantenia en este punto durante todo el acto de la congelacion.

DE LA FORMACION DE LOS VAPORES AL AIRE LIBRE.

28. MUSCHENBROEK, LEROY de Mompeller y otros varios sabios fueron de opinion que el vapor se forma en el aire en virtud de la afinidad de este gas con el agua: en tal caso se deberia formar mas en un espacio lleno de aire que en un espacio vacío; y la experiencia demuestra lo contrario, como DALTON lo ha probado bien.

Experimento que prueba que, en circunstancias iguales, se forma tanto vapor al aire libre como en el vacío, ó en otros términos, que la tension del vapor es la misma. Se toma un recipiente con dos bocas AB (estampa 6, fig. 46.) una de ellas da paso á un barómetro EF, y á la otra se acomodan dos llaves de fuente CD, separadas una de otra por un corto espacio. Despues de haber hecho el vacío en el recipiente, se abre la llave C, se introduce agua en el espacio comprendido entre las dos llaves, se cierra la llave C y se abre la D; el agua cae en el recipiente, y como este está vacío, se vaporiza una porcion del líquido, comprime la superficie del mercurio E, que estaba casi al nivel del que contenia el brazo F y sube este: se señala con cuidado el grado á que llega. Repítese el mismo experimento, despues de haber llenado el recipiente de aire perfectamente seco, ó de otro gas que no tenga accion sobre el agua; y se ve que la elevacion del mercurio en el brazo F, causada por el vapor que se forma, es la misma que en el caso en que el recipiente estaba vacío, siempre que se añada la que produce el aire de que está lleno el recipiente.

La cantidad de vapores formados en el aire, pende pues, igualmente del espacio, de la temperatura y de la naturaleza del líquido: ni hay otra diferencia entre este modo de formarse, y el que se verifica en el vacío sino que en este es mas pronta la vaporizacion; de lo que se sigue que la presion del aire, ó de otro cualquiera gas, no ejerce accion alguna sobre el vapor que el mismo puede contener.

Por medio del experimento referido se puede determinar la tension de los vapores; pero se consigue mas fácilmente por los medios siguientes: introdúzcase mercurio en un tubo de cristal de cerca de 30 pulgadas de largo y 6 líneas de diá-

metro, abierto en un lado y cerrado en otro; cuando está casi lleno de mercurio, se le acaba de llenar con el líquido cuya tension se quiere conocer, y se le quita el aire (1): en este estado se tapa la boca con el dedo y se introduce verticalmente en un baño de mercurio: se señala la altura á que llega el líquido que contiene, y se rebaja esta altura de aquella á donde sube el mercurio de un barómetro (2): la diferencia corresponde á la tension del líquido. Es evidente que el líquido, cuya tension se quiere determinar, se reduce á vapor en este experimento, porque se halla en el vacío: el vapor formado rechaza con su fuerza elástica á la columna de mercurio que, por la presión del aire exterior, elevaria el metal en lo general hasta 28 pulgadas

DEL HERVOR DE LOS LÍQUIDOS

29. Los líquidos expuestos á la acción del calórico se dilatan, se calientan, y cuando llega la temperatura á cierto grado, que varía en cada uno de ellos y según las circunstancias en que se colocan, se trasforman prontamente en vapor y se agitan: sus moléculas se levantan, dan contra la superficie interior de los vasos que las contienen y hacen un ruido mas ó menos notable; el conjunto de estos fenómenos es lo que constituye el hervor.

1º Luego que un líquido entra en hervor, cesa de levantarse su temperatura, sea cualquiera el grado de calor de la hornilla en que esté colocado el vaso: todo el calórico se emplea entonces en trasformar el agua en vapor; se combina con ella y se hace latente. Según los experimentos de GAY-LUSSAC,

(1) Se puede sacar el aire tapando con el dedo el extremo abierto del tubo, volviéndole y meneando muchas veces á un lado y á otro el líquido en toda su longitud; por este medio salen las ampollitas de aire que se adhieren á las paredes del tubo: hecho esto, se coloca el tubo en posición vertical de modo que la abertura quede arriba. En este estado, el líquido cuya tension se quiere conocer igualmente que el aire, suben á la parte superior, y quitando el dedo sale este último. La parte del tubo que anteriormente ocupaba el aire se llena de otra cantidad del líquido del experimento.

(2) Esta altura es siempre mas considerable en el barómetro.

el vapor del agua ocupa, como se ha dicho, un espacio de 1698 veces mayor que el que presenta el agua en el estado líquido, lo que da á entender la enorme cantidad de calórico que necesita para presentar semejante dilatacion. Véase un hecho que prueba con evidencia que el vapor formado absorbe mucho calórico: mézclense dos libras de agua á 100° , y 16 libras de limaduras de hierro á 150° ; la temperatura de la mezcla será de 100° , y se formará una gran cantidad de vapor. De aqui es que habiendo perdido mucho calórico las limaduras, porque de 150° bajaron á 100° , se ve que solo el vapor puede haberlo absorbido.

2^o El hervor de los líquidos se verifica tanto mas fácilmente cuanto es menor la presion á que estan expuestos. Asi es que el agua no hierve sino á la temperatura de 100° cuando sufre todo el peso de la atmósfera, pero en el vacío puede hervir á 20° y aun á menos; y se sabe muy bien que requiere para hervir mucho menos de 100° cuando se hace el experimento sobre la cima de un monte donde la presion de la atmósfera es menor que al pie del mismo monte. Se observa el efecto contrario cuando se sujeta el líquido á una presion muy fuerte. Introdúzcase agua en un cilindro de hierro ó laton, cuya tapa esté sujeta con un fuerte tornillo, y el líquido podrá sufrir un *calor rojo*; esto es, hasta hacerse ascua, sin entrar en hervor; pero si se le quita la presion inmediatamente se reduce á vapores. Este cilindro tiene el nombre de *olla de Papin*.

3^o La naturaleza de los vasos influye tambien sobre el grado de calor necesario para hacer hervir los líquidos, como lo demostró ACHARD. GAY-LUSSAC advirtió que el agua, que no requiere mas que 100° para entrar en hervor en un vaso metálico, no hierve sino á 101° , 3 en un vaso de barro, á no ser que se le eche polvo de metal.

4^o Finalmente el hervor de los líquidos lo retardan casi siempre las sustancias salinas, azucaradas ú otras que tengan en disolucion.

Ahora que ya conocemos las propiedades principales del calórico radiante, los grados de dilatacion que señala cuando penetra los cuerpos, y los instrumentos propios para medir las temperaturas, conviene estudiar los fenómenos que presen-

tan estos mismos cuerpos cuando se quiere calentarlos: estos fenómenos varían según que los cuerpos están metidos en el hogar de donde emana el calórico, ó cuando se hallan á cierta distancia.

§. I.

Efectos del calórico en los cuerpos que están inmediatamente en contacto con el hogar de donde emana.

30. Se sabe que los cuerpos de diferente naturaleza, puestos por tiempo determinado en una hornilla llena de ascuas, se calienta de un modo diferente: así es que si se cubre con ascuas una de las extremidades de dos cilindros iguales, uno de hierro y otro de resina, al cabo de dos minutos se presentará el primero muy caliente en todos los puntos de su superficie, mientras que el otro apenas lo estará. Generalmente hablando, los cuerpos se calentarán tanto más pronto cuanto sean mejores conductores del calórico, y cuanto sea menor su capacidad para este agente.

DE LA FACULTAD CONDUCTRIZ DE LOS CUERPOS PARA EL CALÓRICO.

Hay cuerpos que dejan pasar fácilmente el calórico, y otros que no lo propagan sino con la mayor dificultad: los primeros se llaman *conductores*, y los otros *malos conductores*. Examinemos esta facultad en los cuerpos sólidos, líquidos y gaseosos.

31. *Facultad conductriz de los cuerpos sólidos.* La mayor parte de los metales son excelentes conductores del calórico. Según INGENHOUS, es la plata mejor conductor que el oro; este es más que el cobre y el estaño, que casi son iguales; después vienen el platino, el hierro, el acero y el plomo, que son muy inferiores á los primeros. Estos experimentos, que sin duda es necesario repetir, no están acordes con la opinión de los físicos que creen que cuanto son más pesados los metales, tanto son mejores conductores del calórico, exceptuando algún otro caso. El vidrio, la madera, el carbon, las resinas &c. son malos conductores del calórico. Si se toman

dos barras de igual longitud y grosor, una de vidrio y otra de hierro, y se cubre de cera una de sus extremidades, se observa que aumentando el calórico sobre las extremidades opuestas, no comienza á fundirse la cera que está en el vidrio, cuando la del hierro está enteramente fundida; lo que prueba cuan superior es la facultad conductriz del hierro á la del vidrio. Por otra parte nadie ignora que el artífice que sopla el vidrio lo agarra impunemente con la mano cerca de la parte que está hecha ascua, y que se quemaria si tocase una barra de hierro cerca del punto en que lo está.

Los cuerpos sólidos conductores del calórico lo trasmiten en todas direcciones, de bajo á alto, de alto á abajo, y lateralmente sin que sus moléculas muden de situacion. Asi es que cualquiera que sea la parte de una barra de hierro expuesta á la accion del calórico, no tardará mucho en calentarse en todos los puntos, sin que sea posible percibir la menor alteracion en la posicion de las moléculas integrantes: no sucede lo mismo con los líquidos.

Cuanto son mejores conductores del calórico los cuerpos sólidos, tanto mas frios nos parecen cuando los tocamos; porque en un tiempo señalado, siendo por otra parte todas las circunstancias iguales, roban á nuestros órganos mayor cantidad de calórico: verdaderamente influye en nuestra sensacion la densidad de los cuerpos, pues cuanto mas densos son, tanto mas frios nos parecen, como que nos tocan con mayor número de puntos, y nos quitan de consiguiente mas calórico.

32. *Facultad conductriz de los cuerpos líquidos.* RUMFORD pensaba que estos cuerpos no eran conductores del calórico: opinion que combatieron victoriosamente THOMSON y MURRAY, y en el dia convienen todos en general, en mirarlos como conductores lentos é imperfectos.

Experimentos que prueban la facultad conductriz de los líquidos. 1º Introdúzcase mercurio en un vaso de vidrio y échese encima una cantidad de agua caliente, y se advertirá que esta se queda sobre la superficie por ser mas ligera, y el mercurio se irá calentando lentamente, lo que no sucederia de modo alguno, si fuese exacta la opinion de RUMFORD. 2º Se comienza por obtener un vaso de hielo haciendo helar agua en un vaso de vidrio; se hace una escavacion en él y se llena alter-

nativamente su cavidad de aceite de lino ó mercurio: se pone encima de la superficie de estos líquidos un vaso de hierro chato que tenga agua hirviendo, y se coloca un termómetro á cierta distancia debajo de aquella superficie; y á poco tiempo se observa que este instrumento sube algunos grados; luego una parte del calórico libre del agua hirviendo ha pasado de arriba á abajo, puesto que calienta el termómetro que se ha metido en el aceite de lino ó en el mercurio; y si acaso no es considerable la elevacion de temperatura que indica el termómetro, debe atribuirse á que las paredes de la esfera absorven calórico. Este experimento es mas convincente que el anterior, para el cual se usa de un vaso de vidrio, cuyas paredes se calientan al cabo y comunican el calórico al mercurio.

Sin embargo de que los hechos que acabamos de citar prueban la conductibilidad del agua, es necesario hacer ver que goza de esta propiedad en un grado muy inferior.

Si se hace helar en el fondo de un tubo de vidrio una cantidad de agua, y se acaba de llenar el tubo con agua líquida á la temperatura ordinaria, se observará que se puede hacer hervir fuertemente el líquido que está en la parte superior, sin que se derrita el hielo ni aun se caliente perceptiblemente.

Estos dos experimentos bastan para probar que el agua es mal conductor del calórico: pero se dirá contra esto, que el agua puesta sobre el fuego, hierve en pocos minutos, y que no se puede concebir este fenómeno sin admitir la conductibilidad de este líquido: responderemos á esta objecion, que se puede muy bien concebir este fenómeno, si se atiende á que el agua y los líquidos en general, colocados en tales circunstancias, se calientan porque sus partes mudan de situacion: asi es que la primera capa, que ocupa el fondo de la vasija se calienta, se dilata, se hace mas ligera, se levanta y la reemplaza otra capa mas fria, que se dilata tambien y se levanta, y asi sucesivamente: en lo que se ve que se establecen dos corrientes, una de capas, dilatadas y calientes que se levantan, y otra de capas frias que descenden: la primera corriente es la que principalmente calienta la masa del líquido, comunicando una porcion de su calórico á las moléculas de agua menos calientes con que se roza al subir. Es, pues, evidente que esta masa se calienta: 1^o por la ascension no interrumpida de las capas ca-

lientes: 2^o por una cantidad de calórico, excesivamente débil, que pasa directamente desde lo bajo á lo alto; con relacion á la poca conductibilidad del agua: de lo que se infiere que es imposible calentar prontamente un líquido, si se calienta solo la superficie superior del mismo, porque en efecto se dilata la capa superior, se pone mas ligera, y muy lejos de poder bajar á calentar las capas inferiores, se trasforma en vapor y se extiende en el aire. Así que no hay otro medio para calentar estas capas sino el calórico que pasa de lo alto á lo bajo, que es en muy corta cantidad, porque los líquidos son malos conductores.

33. *Facultad conductriz de los cuerpos gaseosos.* Aunque los gases son todavía peores conductores que los líquidos, se calientan no obstante con prontitud, porque tienen poca capacidad para el calórico, y porque sus moléculas, en extremo movibles, permiten la fácil circulacion de las corrientes que suben calientes y de las que bajan frias.

DE LA CAPACIDAD DE LOS CUERPOS PARA EL CALÓRICO.

34. Poniendo en un vaso de agua hirviendo dos cuerpos de diferente naturaleza, iguales en peso, por ejemplo, una libra de estaño y otra de cobre á cero, no tardarán mucho en estar á la misma temperatura que el agua; esto es, á 100° del termómetro centígrado; pero es fácil de probar que estos dos cuerpos para llegar á la misma temperatura absorben cantidades de calórico diferentes. En efecto, si luego que se sacan del agua hirviendo se rodean de hielo al derretirse, se ponen á 0°, y pierden el calórico que habia levantado su temperatura desde 0° hasta 100°. Este calórico, que queda libre, derretirá una cantidad de hielo que no será igual respecto de uno y otro, lo que deberia suceder si el calórico que sueltan fuese igual en cantidad. Se designa con el nombre de *calórico específico* la cantidad de calórico que exigen dos cuerpos de igual peso para pasar de un grado á otro; y se llama *capacidad de los cuerpos para el calórico* la facultad que tienen para absorber mayor ó menor cantidad de este agente para levantarse á la misma temperatura. Un cuerpo á 0° llega tanto mas pronto á 100°, ó se calienta con tanta mayor brevedad, cuanto es menor su capacidad para el calórico, siendo en lo de-

mas todas las circunstancias iguales. ¿Será posible determinar cual es la capacidad de los diferentes cuerpos para el calórico? Se han propuesto varios métodos para llenar este objeto, y vamos á dar á conocer los principales comenzando por el de CRAWFORD.

35. *Cuerpos de naturaleza diferente que no ejercen entre sí ninguna accion química.* Si estos cuerpos son líquidos, se mezclan uno con otro, de peso igual, á diferentes temperaturas; se nota la temperatura de la mezcla, y se forma juicio de su capacidad para el calórico: por ejemplo, la mezcla de una libra de mercurio á 0° y de una libra de agua á 34° , señala en el termómetro 33° ; luego el mercurio pasa desde 0° á 33° , mientras que el agua baja de 34° á 33° ; de lo que se debe inferir, que la libra de mercurio no ha necesitado para pasar desde 0° á 33° , mas que la cantidad de calórico capaz de hacer subir al agua un grado; esto es, de 33° á 34° ; luego la capacidad de mercurio es de $\frac{1}{33}$ á la del agua. Lo que acabamos de decir del mercurio y del agua, se puede decir de los demas líquidos.

36. *Cuerpos de naturaleza diferente que ejercen entre sí una accion química.* Es imposible conseguir un resultado exacto si se mezclan dos cuerpos que, por su accion recíproca desprendan ó absorban calórico: en este caso se han de mezclar con otros cuerpos sobre los que no ejerzan accion alguna, y cuya capacidad para el calórico esté conocida. Los vasos en que se haya de operar y el aire que los rodea deben estar á la misma temperatura que la mezcla, y esta se deberá hacer con prontitud á fin de que no absorba ó ceda calórico.

37. LAVOISIER y LAPLACE inventaron el *calorímetro* con el cual se conoce la capacidad para el calórico de los cuerpos de naturaleza diferente. El principio en que se funda la operacion, estriva en un hecho que dejamos indicado: esto es, que cuando se mezcla una libra de hielo á 0° , que de consiguiente está á punto de derretirse, con una libra de agua á 75° (Tercent.) pasa el hielo del estado sólido al estado líquido absorbiendo el calórico que habia levantado la libra de agua desde 0° hasta 75° , y se obtienen dos libras de agua líquida á 0° . Ahora pues, si se tienen tres cuerpos A, B, C, calentados igualmente á 75° (cent.) y que cada uno pese una libra; si se rodean de hielo al derretirse, y A derrite dos libras de hielo al

enfriarse hasta 0° , B derrite tres, y C cuatro, se inferirá, mirando la capacidad de la libra de agua como 1, que la de A será 2, la de B 3, y la de C 4. No describirémos este aparato, porque es de poco uso, y porque, si sus resultados han de tener alguna exactitud, son necesarias tantas precauciones que es muy incómodo el uso de él.

38. RUMFORD imaginó otro calorímetro para conocer con facilidad el calórico que se desprende en la combustion de la leña, de los aceites y de algunos otros cuerpos: se trata de hacer pasar los productos que provienen de esta operacion á un serpentín plano puesto en un cajón de hoja de lata, de manera que se le pueda rodear de agua destilada fria: es evidente que estos productos calentarán el agua diferentemente segun el cuerpo de donde provengan: y se podrá señalar, por ún cálculo muy sencillo, la cantidad de calórico que se desprende en la combustion de los cuerpos. La temperatura del agua del cajón debe ser inferior á la del aire que le rodea. Por medio del calorímetro de RUMFORD han conseguido DELAROCHE y BERRARD medir el calórico específico de los gases. (*Vease Anal. de Química. tom. 85*).

39. Mr. DESPRETZ ha querido determinar, en estos últimos tiempos, el calórico específico de muchos metales, examinando su enfriamiento en el aire atmosférico; y ha consignado el resultado de sus investigaciones, que pertenecen mas bien á la física que á la química, en su excelente memoria que ha presentado al instituto. (*Vease Anal. de Química. y Fisic. tom. 6^o*). De cuyos experimentos se puede deducir que el calórico específico del hierro, del acero, del zinc, del estaño y del plomo, hallado del modo que acabamos de indicar, apenas difiere del que resulta de los métodos comunes.

40. Los experimentos intentados hasta el día nos permiten establecer: 1^o que las capacidades para el calórico varían en los diferentes cuerpos: 2^o que tambien varían en un mismo cuerpo, segun su estado, sólido, líquido ó gaseoso; y asi la capacidad del agua líquida no es la misma que la del agua en estado sólido: 3^o que es la misma, poco mas ó menos, para un cuerpo que no muda de forma: por ejemplo, una libra de agua á $20^{\circ} + 0^{\circ}$ y otra á $50^{\circ} + 0^{\circ}$ ó mezcladas, darán dos libras de agua á $35^{\circ} + 0^{\circ}$: 4^o La capacidad de los cuerpos sólidos para el caló-

rico crece como las temperaturas marcadas en el termómetro de aire: y en efecto, DULONG y PETIT acaban de probar que la capacidad media de muchos metales entre 0° y 100° es menor que la capacidad de los mismos metales entre 0° y 300° del termómetro de aire; así es que siendo la capacidad del cobre 0,0949 entre 0° y 100° , será 0,1013 entre 0° y 300° : 5° que la capacidad de los gases para el calórico es diferente en cada uno de ellos.

§ II.

Efectos del calórico en los cuerpos que estan á cierta distancia del hogar de donde emana.

41. Todos saben que los cuerpos, colocados á cierta distancia de un hogar caliente, vienen á calentarse: examinemos ahora 1° el modo de obrar en el aire el calórico que lanza el hogar hasta que llega cerca de la superficie de estos cuerpos; y 2° los fenómenos que presenta su acción sobre esta superficie.

1° El hogar caliente lanza el calórico en forma de radios que atraviesan el aire con mucha prontitud sin combinarse con él. Si el hogar está muy encendido ó hecho ascua, se mezclan los radios caloríficos con los luminosos; sino lo está solo hay los primeros. Con todo eso las capas de aire, que rodean inmediatamente el hogar caliente, se calientan también, se dilatan, se levantan, y van comunicando de una en otra porción de calórico á las otras capas; de suerte que al cabo de cierto tiempo se calienta toda la masa de aire que se halla entre el hogar y los cuerpos que se suponen colocados á cierta distancia; pero este efecto se opera lentamente, y se puede afirmar que la elevación de temperatura de los cuerpos apartados del hogar se debe atribuir principalmente á los radios caloríficos que lanza el hogar.

2° Fenómenos que presenta el calórico radiante emanado del hogar por su acción sobre las superficies de estos cuerpos. A. Hay cuerpos que tienen en muy alto grado la facultad de reflejar los rayos caloríficos: estos cuerpos repelen en cierto modo estos rayos al tiempo que se les acercan, apenas se calientan ó no se calientan nada: los metales muy pulimentados estan en este

caso , y puede servir de prueba al experimento hecho con dos reflectadores perfectamente pulimentados. Ninguno de estos reflectadores se calienta perceptiblemente aun que ocupen sus focos cuerpos muy calientes. Tambien se observa una gran fuerza para reflectar entre los cuerpos blancos. FRANCKLIN extendió sobre la nieve cuatro pedazos de paño de igual tamaño, aunque de colores difentes: uno era blanco, y los otros eran pardo, azul y negro: el primero, que tenia gran fuerza para reflectar, apenas absorvió los rayos caloríficos , y por eso se calentó muy poco quedándose sobre la superficie de la nieve, mientras que los otros, y principalmente el negro, absorvieron el calórico, derritieron la nieve, y se hundieron mucho mas abajo de la superficie de ella. M. H. DAVY varió este experimento poniendo en lugar de los pedazos de paño seis planchas de cobre cubiertas de diferentes colores, y obtuvo resultados análogos. Si la reflexion de los rayos caloríficos en los cuerpos que tienen esta facultad sigue, como es probable, la misma ley que la de la luz, estará en su *maximum* cuando esté el cuerpo en una posicion perpendicular.

B. Los cuerpos blancos pulimentados, que tienen mucha fuerza para reflectar, pierden esta facultad en todo ó en parte si se ennegrecen ó se ponen escabrosos por cualquiera medio. *Experimento.* 1º Los reflectadores cubiertos de hollin negro, aunque se coloquen en las mismas circunstancias que antes, absorven gran número de rayos caloríficos, se calientan y apenas tienen la facultad de reflectar: lo mismo sucede si se les quita el pulimento frótandolos con arena. 2º Si se cubre con tinta de china la bola de un termómetro, y se expone al sol, cuando esté seca esta costra negra, subirá el termómetro de 5º á 6º mas que otro termómetro cuya bola no esté cubierta con ninguna cosa negra. Estos hechos nos conducen á inferir que *cuanto mas se aumente en un cuerpo el poder de reflectar, mas se disminuye su facultad de absorber, y viceversa.*

DEL ENFRIAMIENTO DE LOS CUERPOS.

42. Despues de haber explicado como se calientan los cuerpos que se meten en un hogar encendido, y de los que estan á cierta distancia de él, debemos examinar las circunstancias

que obran sobre un cuerpo caliente por un medio ú otro de estos, y que llega á enfriarse. Estas circunstancias son 1.^o la capacidad de este cuerpo para el calórico; 2.^o su facultad conductriz; 3.^o el estado de pulimento ó mate de su superficie; 4.^o su color; y 5.^o el estado tranquilo ó agitado del aire que lo rodea.

Capacidad de los cuerpos para el calórico y facultad conductriz. En circunstancias iguales se enfriará el cuerpo tanto mas pronto cuanto tenga menos capacidad para el calórico, y cuanto mejor conductor sea.

Estado de pulimento ó mate de superficie. Los cuerpos excesivamente pulimentados emiten dificultosamente el calórico que se haya aumentado en ellos y por consiguiente se enfrian con dificultad. *Experimentos:* 1.^o dos vasos de la misma naturaleza y dimension, el uno bien pulimentado y el otro mate ó escabroso, llenos de agua hirviendo, no se enfrian aun mismo tiempo, pues el pulimentado está todavía caliente cuando el otro está ya frio: 2.^o un vaso cúbico de hoja de lata con un lado brillante, y los otros tres cubiertos, el uno de papel, otro con tinta de polvos de imprenta, y otro de barniz, presentan fenómenos análogos: porque en efecto llenándolo de agua hirviendo se observa que el calórico radiante se diferencia en cada uno de los lados; siendo tan grande en el lado negro que lo siente mucho la mano; mientras que si se pone el termómetro al lado brillante apenas sube. El lado cubierto con barniz se enfria mas pronto que el lado brillante, porque el barniz no le deja tan pulimentado. Si se aplican á este lado dos capas de barniz se enfriará todavía mas pronto; si el número de capas se aumenta hasta ocho, se enfria mas pronto que el lado brillante; pero es mas lento cuando solo tiene seis capas, lo que pende de la naturaleza de las sustancias que componen el barniz, que son resinosas, poco conductoras del calórico, y deben acabar, si se aumentan, por oponerse á la salida de este fluido. Estos hechos nos conducen á establecer que *cuanto mas se aumenta en un cuerpo el poder de reflectar, tanto mas disminuye su facultad de emitir, y viceversa.*

Color. Los cuerpos blancos se enfrian mucho mas lentamente que los negros; y efectivamente enseña la experiencia que su poder reflectante es mucho mayor que su poder emisivo.

Estado tranquilo ó agitado del aire. LESLIE llenó de agua á 20° dos globos de metal de un diámetro igual: el uno A era brillante, y el otro B negro: los expuso aun vientecillo fresco; el globo brillante estaba á 10° al cabo de 44 minutos, y el otro no necesitó mas que de 35 minutos: expuestos á un viento mas fuerte, A estaba 10° al cabo de 23 minutos, y B al cabo de 20 minutos y 15 segundos: finalmente puestos á un viento violento, A no estuvo á 10° sino al cabo de 9 minutos y medio, mientras que B estuvo á esta temperatura á los 9 minutos; de que se debe inferir, 1° que uno y otro globo se enfrian tanto mas pronto cuanto el aire está mas agitado y renovado; 2° que el globo negro se enfria mas pronto que el brillante.

DEL EQUILIBRIO DEL CALÓRICO.

43. Hemos sentado que un cuerpo caliente puesto en el aire lanzaba cierto número de rayos de calórico: asi que, podemos considerar todos los cuerpos de la naturaleza como calientes con relacion á otros mas frios: en efecto una libra de agua hirviendo está caliente, si se compara con otra libra de agua líquida á 10°; pero esta última se deberá mirar como caliente si se compara con una libra de hielo á 0°; de lo que debemos inferir que todos los cuerpos despiden ó emiten cierto número de rayos de calórico. Si el cuerpo es muy caliente será grande la emision, y será débil si su temperatura es poco elevada; y la experiencia enseña que estos dos cuerpos desigualmente calientes, *si se ponen en contacto ó á cierta distancia*, no tardan mucho en adquirir la misma temperatura, y se dice entonces que contienen cantidades de calórico que se ponen en *equilibrio*.

El *equilibrio al contacto* se verifica por el paso inmediato del calórico del cuerpo mas caliente al que lo está menos; paso cuya rapidez varía segun la capacidad de los cuerpos para el calórico y de su facultad conductriz: se ignora si en este caso es el calórico radiante.

No sucede lo mismo con el *equilibrio á distancia*. Figurémonos dos cuerpos desigualmente calientes, A y B; los dos emiten rayos caloríficos. A, cuya temperatura es mas alta, absorbe los pocos rayos que lanza B; pero emite un gran número que absorbe B; de suerte que al cabo de cierto tiempo, se ha-

lla la temperatura de B igual á la de A; y entonces las cantidades que emite y absorve el mismo cuerpo son iguales, y se establece el equilibrio. Es evidente que semejante emision de los rayos se verificaria en una pieza en que hubiese 30 ó 50 cuerpos desigualmente calientes, y que estos cuerpos acabarian por estar á la misma temperatura, en cuyo caso continuaria todavía la emision de los rayos.

DE LAS PRINCIPALES HIPÓTESIS SOBRE LA CAUSA
DEL CALOR.

44. ARISTÓTELES y los peripatéticos definian el calor (calórico) diciendo que era una cualidad ó un accidente que reúne ó junta las materias homogéneas, y desune ó separa las materias hétérogéneas. Según los *epicúreos* no es el calor (calórico) otra cosa sino la sustancia volátil del fuego emanada de los cuerpos ígneos por un derramamiento continuo y reducida á átomos. DEMÓCRITO, BOERHAAVE, HOMBERG, LEMERY y GRAVESANDE, piensan que el fuego es una materia creada desde el origen del mundo, inalterable en su naturaleza, uniformemente estendida en todas las partes del espacio, y formada de una multitud de globulillos comprimidos que procuran extenderse por todas partes. Otros físicos, á cuya frente se debe poner BACON, RUMFORD y SCHERER niegan la existencia del calórico y piensan que el calor no es mas que una modificación de los cuerpos, uno de sus modos de estar, un simple movimiento excitado en sus partes constituyentes por cualquiera impulsión que atribuye RUMFORD á un éter particular. Véase lo que pasa, según estos, cuando un cuerpo caliente A se presenta á un cuerpo frio B. Las vibraciones mas rápidas de las moléculas de A trasmitidas por el éter, que según RUMFORD, se halla en la atmósfera, á las moléculas del cuerpo B aceleran sus vibraciones; y por un efecto contrario las vibraciones mas lentas de las moléculas del cuerpo B, á las que sirve tambien el éter de vehículo, detienen las de las moléculas del cuerpo A. Las temperaturas son iguales cuando las vibraciones de una y otra parte llegan á ser *isochronas*. Esta hipótesis tiene en el dia bastante número de partidarios: los físicos que no la adoptan han procurado calcular la materialidad

del calórico por medio de la balanza; pero es menester confesar que nunca se ha llegado á pesarlo. Quanto ha escrito BOYLE en su artículo de *Ponderabilitate flammæ*, está muy lejos de poder establecer el peso de este agente: lo mismo sucede con los experimentos que se han hecho en estos últimos tiempos con el agua y el aceite de vitriolo (ácido sulfúrico). SCHEELLE y BERGMAN no se limitan á mirar el calórico como un fluido particular, pues lo creen compuesto de flogisto y de oxígeno. DELUC es de parecer que está formado de luz y de una base particular; pero estas opiniones nos parecen poco fundadas.

*APLICACIONES DE LOS HECHOS QUE QUEDAN ESTABLECIDOS
A VARIOS FENOMENOS CONOCIDOS.*

45. Cuando se desea preservar de la accion del frio las flores y los frutos, se cubren con un cuerpo mal conductor del calórico, como es la paja: lo mismo se hace con la nieve y el hielo que se guarda en subterráneos, y que se debe preservar de la accion del calórico exterior. La lana que ponemos sobre nuestra piel es tambien un mal conductor, que se opone á la emision del calórico en las partes cubiertas.

Una persona que sale del baño, experimenta frio, porque la humedad que está sobre la superficie de su cuerpo, pasa del estado líquido al estado de vapor, lo que se verifica á costa de una porcion de calórico de nuestro cuerpo: por la misma razon se experimenta una sensacion análoga cuando se echa sobre la mano un líquido que se vaporiza con facilidad, como el éter, el espíritu de vino, &c. En España conservamos el agua fresca en vasijas muy porosas cuales son las alcarrazas, cuya superficie exterior está mojada: estas vasijas se ponen á la corriente del aire, y el agua que resudan por la superficie se vaporiza á costa del calórico del ambiente y del agua contenida en la vasija.

El arte de hacer buenas chimeneas se funda enteramente en lo que dejamos establecido: asi es que una chimenea en circunstancias iguales, será tanto mejor, quanto mas calor envíe en un tiempo determinado á la persona que se calienta: por eso se ha de disponer de modo que presente una placa metálica perfectamente pulimentada, de color blanquiz-

co, inclinada de manera que refleja cuanto calórico sea posible, y entonces recibirá el que se calienta, no solo los rayos que lanza directamente el hogar, sino otros muchos que serian perdidos para él mismo, y que por medio de esta disposicion muy favorable reflectan hácia su persona. Las buenas chimeneas deben tener dos condiciones; la de no hacer humo, y la de calentar con la posible igualdad. A. se impedirá que hagan humo, 1º dando actividad á la combustion de la leña por medio del aire, que se hace llegar por dos tubos que vendrán á parar á los dos lados de la chimenea; porque la leña no humea sino cuando no arde bien, como se demostrará mas adelante: 2º disminuyendo el diámetro del cañon por el que se levanta el humo. B. otro inconveniente de las chimeneas mal construidas consiste en el modo en que llega al hogar el aire que las alimenta; pues al paso que llegan á la persona que se calienta los rayos del calórico que lanza el hogar, se introduce el aire exterior por las puertas y resquicios, y enfria por detras: este inconveniente se puede evitar por medio de los dos tubos arriba dichos, que se colocan á los lados de la chimenea. Las que estan bien construidas deben tener ademas varios tubos por los que pueda circular el humo, y que calentándose por este medio, despiden tambien calórico, lo que necesariamente contribuye á levantar la temperatura de la masa de aire de la pieza en que se habita.

ORIGEN DEL CALORICO.

45. El calórico, como se dirá en el artículo luz, es siempre una parte de los rayos luminosos que lanza el sol, los que tienen en muy alto grado la facultad de dilatar y calentar los cuerpos; pero independientemente del sol, pueden desprender mas ó menos cantidad de calórico todos los cuerpos que esten colocados en circunstancias convenientes. Este desprendimiento se verifica ya por compresion, ya por su combinacion con otros.

Compresion. Se sabe que basta frotar un cuerpo contra otro, ó golpearlo para levantar su temperatura, y á veces para encenderlo: el acercamiento de las moléculas, y de consiguiente el desprendimiento del calórico, son consecuencia ne-

cesaria de toda compresion: si esta asercion necesitase de apoyo, se podria citar un hecho generalmente conocido como lo es el uso del eslabon con que se le da al pedernal para encender la yesca.

Combinacion. En muchas circunstancias que se combinan íntimamente las moléculas de los cuerpos, se acercan, y se desprende de ellas mas ó menos cantidad de calórico, y aun de luz. La combustion de la leña y de otros cuerpos inflamables es un fenómeno de esta especie, en el que se reunen entre sí dos, tres ó mas cuerpos y dan origen á diferentes compuestos.

ACCION DEL CALORICO EN LA ECONOMIA ANIMAL.

47. Se debe colocar el calórico entre las sustancias excitantes, y se puede usar interior y exteriormente: en el primer caso se introduce valiéndose de cuerpos líquidos ó sólidos, como las bebidas y los alimentos. Aqui solo trataremos de su uso exterior.

Efectos del calórico aplicado exteriormente. Si obra el calórico sobre toda la superficie del cuerpo, por ejemplo, cuando el individuo está en una estufa seca á 75° , (term. cent.) experimenta un escozor en varias partes, y principalmente en las mamilas, en los párpados y en las narices; se levanta la piel, y se pone algo roja, se aumenta el calor cutáneo, se acelera el pulso, sobreviene una ansiedad general, la respiracion es mas ó menos trabajosa, se cubre de sudor la superficie de la piel, crece el calor general haciéndose mas intenso; se experimenta sed, se hincha la cara, se ponen los ojos saltados, y se juntan á veces á estos síntomas la cefalalgia, el aturdimiento y el síncope. Si el calórico obra solo sobre una parte se advierte que se pone roja, levanta vejiga, y aun se forma escara.

Se aplica el calor á veces sin luz y á veces combinado con la luz. *Aplicacion del calórico no luminoso.* 1^o por medio de ladrillos calientes; de planchas metálicas, y de lienzos secos. POUTEAU, FABRICIO DE HILDEN y algunos otros prácticos usaron con buen efecto de este medio en ciertos reumatismos crónicos, en las obstrucciones frias de las articu-

laciones, y en ciertos casos de cólicos ventosos. 2º por medio de la arena y de otras sustancias pulverulentas. El baño general de arena está en uso en los departamentos marítimos de Francia, y se sirven de él en ciertos casos de edemas, de *anasarca*, de parálisis, de reumatismos crónicos, &c. 3º por medio del agua líquida ó en vapor, lo que constituye los baños (V. art. Agua.) 4º por medio del aire, por ejemplo en estufas secas; lo que está poco en uso, porque se prefieren las estufas húmedas: sin embargo parece que excita mas el tono y la acción de los vasos capilares del cutis, sin obrar tanto sobre la *excreción* que en ellos se verifica. *Aplicación del calórico luminoso.* 1º Por medio de los rayos del sol, que pueden caer directamente sobre las partes, ó bien se pueden concentrar por medio de un lente: en este caso es menester obrar con prudencia, porque tiene bastante fuerza la actividad de los rayos solares concentrados para causar la *escara*. FAURE y LAPEYRE refieren ejemplos de úlceras antiguas curadas por medio de la insolación; y LECONTE asegura haber empleado con buen éxito los rayos solares concentrados sobre una úlcera cancerosa en el labio. Se hace uso de la insolación particularmente en las afecciones lentas del sistema linfático, en las enfermedades escrofulosas, el *anasarca*, y en las supresiones atónicas. 2º Por medio de una ascua que se acerca ó se aparta alternativamente de la parte que se quiere excitar. Se usa particularmente en los sabañones y en ciertas *neuralgias* de la cara. FAURE curó de este modo algunas úlceras antiguas, una *obstrucción* glandulosa del pecho, y un empeine muy inveterado puramente local. En suma se puede usar de este remedio en las contusiones, las *equimosis*, &c. 3º Por medio del hierro hecho ascua blanca, ó del cauterio *objetivo*; medio tanto menos doloroso cuanto mas caliente esté el hierro, y lo empleó HIPÓCRATES con buen efecto en las caries húmedas de los huesos esponjosos, en los *tofos*, y para detener la sangre despues de cortar las almorranas. Tambien sacó FAURE ventajas de este remedio en ciertos casos de tumores cancerosos, y de otros que estaban blandos, hongosos é indolentes. PÉTIT refiere observaciones de *exóstoses* venéreas que cedieron al hierro hecho ascua. Se emplea para detener la he-

morragia de las arterias sublinguales, y la que proviene de los vasos pequeños inmediatos á los huesos quebrantados ó dislocados. Es útil á veces en la epilepsia, convirtiendo en *escara* el lugar del *aura epiléptica*. Se usa de él con frecuencia para cauterizar las llagas venenosas, los carbuncos y los bubones pestilenciales. FABRICIO DE HILDEN y otros varios prácticos sacaron ventajas de este remedio en la gangrena húmeda, &c. &c. 4.º Por medio de la moxa; á mas de otras enfermedades en que es útil el cauterio *transcurrente*, es tambien ventajosa la moxa en ciertas cefalalgias crónicas, en ciertas sorderas y enmudecimientos accidentales; pero particularmente en las ceáticas inveteradas, en la giba vertebral, conocida vulgarmente con el nombre de *enfermedad de Pott*; en las *neuralgias*, los tumores blancos de las articulaciones, &c. En general se ha de aplicar la moxa á las partes mas inmediatas al sitio de la enfermedad.

DEL FRIO.

48. Segun la hipótesis que hemos adoptado, es el frio una sensacion producida por la sustraccion del calórico. Varios fisicos han pensado que era el resultado de la accion de un fluido particular que llamaron *frigorífico*.

Véase el experimento en que se ha tratado de fundar esta opinion. (V. estampa 5, fig. 43.) Si en lugar de un cuerpo caliente se pone nieve en el foco F, puesto un termómetro de aire en el otro foco f, bajará y se derretirá la nieve: luego existe, dicen los fisicos, un fluido frigorífico cuyos rayos emanan de la nieve, se reflectan sobre el espejo A, son reflectados de nuevo sobre el espejo B, y despues sobre f. Nosotros podemos excusar la admision de este fluido para explicar el fenómeno; pues el termómetro y la nieve lanzan rayos calóricos que se envian mutuamente: el primero emite muchos mas que los que absorve, porque su temperatura es mas alta; luego debe bajar: en lo demas la mayor parte de los rayos emitidos por el termómetro no llega á la nieve hasta despues de haberlos reflectado los espejos. *Medios de producir el frio artificial. Véase §. 27, artículo generalidades sobre las sales, accion del hielo en las sales.*

49. 1º La luz tiene siempre tendencia á moverse en línea recta en forma de rayos y con una prodigiosa ligereza, pues corre mas de cuatro millones de leguas por minuto: 2º Los rayos luminosos atraviesan ciertos cuerpos que se llaman *medios*: los que caen oblicuamente desde un *medio* raro á un *medio* denso, por ejemplo, desde el aire en el vidrio, mudan de direccion y se acercan á la perpendicular levantada en el punto de la inmersión; y sucede lo contrario si pasan de un *medio* denso á un *medio* raro. Este extravío ó desvío de la luz se conoce con el nombre de *refraccion*, y sobre ella se fundan las teorías de los lentes, de los espejos ustorios, de los microscópios, anteojos, telescopios &c. Sea AB el rayo luminoso que cae sobre el vidrio CD (V. la fig. 47); este rayo, en lugar de seguir la direccion BE se refractará al atravesar el vidrio y se acercará á la perpendicular PR. Los *medios* ó intermedios no solo hacen mudar de direccion al rayo luminoso, sino que lo descomponen en siete rayos diferentes, como se puede ver haciéndolo caer sobre el ángulo refringente de un prisma: este rayo descompuesto representará en la pared del cuarto ó sobre un bastidor el espectro solar compuesto de los siete rayos siguientes, rojo, naranjado, amarillo, verde, azul, color de añil y morado. Hay cuerpos que hacen experimentar á la luz una *doble refraccion*. 3º La superficie de todos los cuerpos *reflexta* los rayos luminosos, y en este caso, el ángulo de incidencia es igual al de reflexion. Mas adelante habrá ocasiones de aplicar esta doctrina.

La luz solar, así como el calórico, causa la dilatacion y calor de los cuerpos; fenómenos que mucho tiempo hacen hecho pensar á los físicos que la misma luz contenia calórico. En el dia estan acordés en mirar un rayo luminoso solar como formado, 1º de varios rayos luminosos: 2º calóricos oscuros, capaces de calentar y dilatar los cuerpos: 3º de otros rayos capaces de producir efectos químicos, como el de dar color morado al cloruro de plata (muriato.)

Los rayos calóricos oscuros, capaces de calentar y di-

latar los cuerpos, no tienen las mismas propiedades que los que emanan de los cuerpos terrestres que no estan candentes; pues atraviesan un vidrio sin combinarse con él, ni calentarlo perceptiblemente; mientras que el calórico que emana de los cuerpos terrestres lo calienta, como lo probó MARIOTTE mucho tiempo hace en su *tratado de colores. Experimento.* Si se pone un espejo metálico cóncavo á cierta distancia de una estufa encendida y con la portezuela abierta, y se coloca en el foco de dicho espejo un pedazo de azufre, no tardará este mucho tiempo en encenderse, mediante la accion de los rayos calóricos reflectados; pero si se pone un vidrio plano entre el foco del espejo, y la portezuela de la estufa, se observa que el vidrio se calienta, y que el azufre no se enciende, ya: solo se forma en el foco un punto luminoso: el vidrio opéra el analisis del calórico luminoso, retiene el calórico, y dejar pasar la luz, que reflectada por el espejo, forma en el foco un punto luminoso que no tiene calórico. El prisma refracta tambien este calórico oscuro, como se puede ver poniendo un termómetro, mas allá de la faja del espectro solar; mientras que no se ha probado que tenga esta propiedad el calórico emanado de los cuerpos terrestres.

En cuanto á los rayos oscuros que forman parte de la luz y que son *capaces de producir efectos químicos*, se sabe que tambien los refracta el prisma que no producen calor, y que estan mas allá de la faja morada del espectro solar.

DEL FLUIDO ELECTRICO.

50. La mayor parte de los fisicos admiten dos especies de fluidos para explicar los fenómenos eléctricos; llamando al uno *fluido eléctrico vítreo* y al otro *fluido eléctrico resinoso*. 1.º Todos los cuerpos contienen al mismo tiempo el uno y el otro. Estos dos fluidos se combinan y se neutralizan de tal manera, que á primera vista no se podría dudar de su existencia en los cuerpos. 2.º Se conocen varios medios propios para destruir esta combinacion, y entonces se hacen perceptibles el uno ó los dos al mismo tiempo. Estos medios son el frotamiento, el calor y el contacto. 3.º Sea cualquiera

el medio que se emplee para ponerlos en libertad tienen siempre las mismas propiedades: esto es, la de atraer y repeler despues los cuerpos ligeros. El fluido vítreo atrae ademas el fluido resinoso, y es atraido por este, mientras que los fluidos del mismo nombre se repelen. 4.^o Estos fluidos se pueden transmitir por ciertos cuerpos, que se llaman *conductores*, como los metales, los animales &c.; otros al contrario, les cortan el paso, y se llaman *idíóelétricos* ó no conductores, como los aceites, las resinas, el vidrio &c. 5.^o Los fluidos vítreo ó resinoso levantan bastante la temperatura de ciertos cuerpos para fundirlos é inflamarlos.

El fluido eléctrico hace un gran papel en la química, siendo uno de los agentes mas poderosos que se conocen para operar la descomposicion de los cuerpos: por eso han hecho inmensos progresos en esta ciencia despues que se ha hecho mas general su aplicacion.

Juzgamos que deben examinarse separadamente la influencia de la *chispa* y de la *pila de Volta*, en la composicion y descomposicion de los cuerpos.

51. *Influencia de la chispa eléctrica en la composicion y descomposicion.* En algunas circunstancias, *la chispa eléctrica favorece la separacion de los elementos de los cuerpos compuestos.*

El gas amoniacal (1), el gas ácido hidró-sulfúrico (2), los gases hidrógeno carbonado y fosforado (3) se descomponen y reducen á sus últimos elementos por medio de una corriente de chispas eléctricas; lo mismo sucede con el agua cuando se espone a la accion de un cierto número de chispas. En otras circunstancias, *la chispa eléctrica favorece la combinacion de los cuerpos*; así es que basta una sola chispa para trasformar en agua un volúmen de gas oxígeno y dos volúmenes de gas hidrógeno, fenómeno tanto mas notable cuanto que acabamos de establecer la posibilidad de que se descomponga este fluido por el mismo agente. Si se pasa

(1) Compuestos de hidrógeno y azoe.

(2) Compuesto de hidrógeno y azufre.

(3) Compuestos de hidrógeno, y carbono ó fósforo.

un gran número de chispas-eléctricas al traves de una mezcla de 100 partes en volúmen de gas azoe, de 250 de gas oxígeno, y de cierta cantidad de cal ó potasa húmeda, resultará ácido nítrico, y por consiguiente un nitrato. El cloro y el hidrógeno, en volúmenes iguales, se combinan tambien por la accion de la chispa, y dan ácido hidro-clórico. Un volúmen de oxígeno y dos volúmenes de óxido de carbono, dan ácido carbónico.

52. *Influencia de la pila eléctrica en la composicion y descomposicion de los cuerpos.* Antes de examinar el influjo de este precioso instrumento, en que se desenvuelve el fluido eléctrico al contacto de dos cuerpos de naturaleza diferente le daremos á conocer.

La *pila* ordinaria se debe mirar como una serie de elementos AA (V. la fig. 48) formados, cada uno, de una placa circular ó cuadrada de zinc y de cobre, soldadas entre sí: estos elementos se colocan de plano y horizontalmente en un cajon de madera BBBB, á cierta distancia unos de otros: han de estar separados por abajo y por los lados por cuerpos no conductores y con resina; de suerte que la *pila* esté aislada y que haya espacios oo, en los que se echa agua acidulada con $\frac{1}{5}$ de su peso de agua fuerte (ácido nítrico del comercio), que es un excelente conductor. Para concebir los efectos de la pila, veamos desde luego lo que pasa en uno de sus elementos. Por el contacto de dos metales diferentes, se destruye la combinacion de sus fluidos eléctricos, vítreo y resinoso; cada uno de ellos queda libre; el zinc se electriza con el fluido vítreo, y el cobre con el resinoso; pero como la pila ó coluna se compone de cierto número de elementos que comunican entre sí por medio del agua acidulada, es fácil de concebir que la placa de zinc Z está muy cargada de fluido vítreo mientras que la de cobre C lo está de fluido resinoso (véanse las obras de física en cuanto al modo en que la pila llega á cargarse): se dice entonces que la pila tiene dos polos, el uno vítreo y el otro resinoso, correspondientes á las placas de zinc y cobre de que hablamos; de suerte que si se meten dos conductores metálicos TT, terminados en dos láminas de laton, una extremidad en los piloncitos ó espacios de la pila, y la otra en un platillo E, el cuerpo que se ponga en el platillo

estará sujeto al influjo de los dos fluidos vítreo y resinoso. Si el efecto que se desea producir no se consigue con una sola pila, se reunirán varias por medio de conductores, y entonces tiene el aparato el nombre de *batería*. En todo caso es menester renovar de cuando en cuando el agua acidulada de que se llenan los piloncitos, sin lo cual pierde la pila su fuerza.

Tendremos el mayor cuidado en dar á conocer en adelante la accion que estos fluidos ejercen sobre los diferentes cuerpos simples ó compuestos; pero se puede desde luego anunciar en general, que si en un cuerpo AB, las moléculas de A se pueden poner en estado de electricidad vítreo, y las de B en un estado de electricidad resinosa, será posible separar unas de otras por medio de la pila, sea su afinidad recíproca la que se quiera; pues el fluido vítreo de la pila atraerá las moléculas resinosas B, mientras que á las moléculas A las atraerá el fluido resinoso.

La experiencia enseña que el *oxígeno, el cloro, el iodo, los ácidos y demas cuerpos que tienen analogía con ellos, son atraidos por el polo vítreo de la pila y vice-versa que el hidrógeno, los álcalis y demas cuerpos análogos, son atraidos por el polo resinoso.*

Apoyaremos esta proposicion con algunos ejemplos capaces de poner á las claras la influencia de la pila en la descomposicion de los cuerpos.

1º *Descomposicion del agua.* La pila descompone este fluido en oxígeno que es atraido por el polo vítreo, y en hidrógeno que lo es por el polo resinoso. *Explicacion.* Siendo asi que el oxígeno es atraido por el polo vítreo de la pila, deberá ser electro-resinoso, y el hidrógeno que es atraido por el polo resinoso, deberá ser electro-vítreo. Por lo tanto es necesario admitir que la descomposicion de una partícula de agua por medio de la pila se verifica en virtud de que la afinidad que hay entre el oxígeno y el hidrógeno se halla vencida, 1º por la energía con que el polo vítreo atrae el oxígeno y el resinoso le rechaza: 2º por la energía con que el fluido resinoso atrae el hidrógeno y el vítreo le rechaza. Veamos ahora lo que sucede cuando en vez de obrar sobre una sola partícula, lo hace en una gran serie de ellas. Se puede representar

con O y con H el oxígeno é hidrógeno de la partícula de agua que está en contacto con el hilo vítreo; con O' y H' los elementos de la partícula de agua que se sigue inmediatamente despues; con O'' y H la tercera, &c. En el momento en que la pila entre en accion, O O' O'' se separarán de H H' H'' para dirigirse al polo vítreo; é igualmente H H' H'' se apartarán de O O' O'' para dirigirse al polo resinoso; pero H, apartándose de O, se unirá á O' para volver á formar el agua; y H', apartándose de O', se unirá á O'' para producir agua, de manera que unicamente el oxígeno de la primera partícula y el hidrógeno de la última se desprenderán en forma de gas, quedando los demas combinados para formar agua. (GROTHUS.)

2º *Descomposicion de los ácidos por la pila.* Si los ácidos son líquidos concentrados y estan formados de oxígeno y otro cuerpo cualquiera, su oxígeno irá á buscar el polo vítreo, y el cuerpo el resinoso; quedando igualmente descompuesta el agua que contienen. La pila descompone tambien á los ácidos hidro-clórico, hidriódico, y segun DAVY, el ácido hidro-ftórico, el cloro, el iodo y el ftoro van en este caso al polo vítreo, y el hidrógeno al polo resinoso.

3º *Descomposicion de las bases salificables.* Probaremos que la pila descompone la potasa, la sosa, la barita, &c. (1); que el polo vítreo atrae al oxígeno y el resinoso al metal; quedando al mismo tiempo descompuesta el agua de estos álcalis. El ammoniaco concentrado y expuesto á la accion de este agente, queda reducido á azoe que va al polo vítreo y á hidrógeno que es atraído por el polo resinoso.

4º Podriamos citar como ejemplo de la accion de este instrumento la descomposicion de las sales de que hablaremos mas adelante.

53. Despues de haber examinado los fenómenos relativos á la descomposicion de los cuerpos por medio de la pila, es necesario considerar los que tienen por objeto las *combinaciones* á que puede dar lugar. Introdúzcase un pedazo de plata en agua, comuníquense con el polo vítreo de una pila en ac-

(1) Oxidos metálicos compuestos de oxígeno de potasio, de sodio ó de bario.

cion y se oxidará aquella, mientras que el agua sola no la altera. El teluro que no tiene accion ninguna sobre este líquido, se trasformará en hidruro si se mete en agua y se comunica con el polo resinoso de la pila. Nos remitimos, en cuanto á otros pormenores, al artículo *Atraccion* del *diccionario de ciencias naturales*, en el cual ha tratado M. CHEVREUL esta materia con mucha sagacidad.

54. El fluido eléctrico se colocá entre los excitantes, y se ha empleado con buen efecto en muchos casos; 1.º en ciertas parálisis: 2.º en el reumatismo simple y gótico: 3.º en la sordera que no sea de nacimiento: 4.º en la gota serena: 5.º en fin en la supresion de las reglas. Sin embargo es menester confesar que no ha hecho efecto alguno en varios individuos que padecian las enfermedades indicadas. Las observaciones médicas relativas al uso de este remedio no son bastantes para permitirnos señalar los casos en que se podrá usar. El fluido eléctrico se puede comunicar á los cuerpos: 1.º por medio del baño: 2.º por las puntas: 3.º por fricciones *sobre franela*, que se pone junta á la carne: 4.º por descargas de la máquina eléctrica: 5.º por la botella de Leiden: 6.º por la *pila*.

DEL FLUIDO MAGNÉTICO.

55. Para explicar las propiedades extraordinarias del imán, ha sido preciso admitir en los cuerpos magnéticos la existencia de dos fluidos, uno *boreal* y otro *austral*, cuyas propiedades son análogas á las de los fluidos eléctricos, vítreo y resinoso: asi es que el fluido boreal repele al fluido del mismo nombre, mientras que atrae al fluido austral, y es atraído por él. Entre los cuerpos simples, el hierro, el nickel y el cobalto son los únicos capaces de ser atraídos por el imán, y aun de magnetizarse ellos mismos. Al tratar de estos metales volveremos á hablar de esta propiedad que pertenece enteramente á la física.

CAPÍTULO II.

De las sustancias simples ponderables.

56. Estas sustancias, que son cincuenta y dos, se dividen en *metálicas* y *no metálicas*.

Sustancias simples no metálicas.

- | | |
|----------------|--------------------|
| 1.º Oxígeno. | 6.º Azufre. |
| 2.º Hidrógeno. | 7.º Iodo. |
| 3.º Boro. | 8.º Ftoro ó fluor. |
| 4.º Carbono. | 9.º Cloro. |
| 5.º Fósforo. | 10.º Azoe. |

Sustancias simples metálicas.

- | | |
|----------------|----------------|
| 11. Siliceo. | 32. Columbío. |
| 12. Zirconio. | 33. Selenio. |
| 13. Aluminio. | 34. Antimonio. |
| 14. Itrio. | 35. Uranio. |
| 15. Thorinio. | 36. Cerio. |
| 16. Glucinio. | 37. Cobalto. |
| 17. Magnesio. | 38. Títano. |
| 18. Calcio. | 39. Bismutho. |
| 19. Estroncio. | 40. Cobre. |
| 20. Bario. | 41. Cadmio. |
| 21. Lithio. | 42. Teluro. |
| 22. Sodio. | 43. Plomo. |
| 23. Potasio. | 44. Mercurio. |
| 24. Manganeso. | 45. Nikel. |
| 25. Zinc. | 46. Osmio. |
| 26. Hierro. | 47. Plata. |
| 27. Estaño. | 48. Oro. |
| 28. Arsénico. | 49. Platino. |
| 29. Molibdeno. | 50. Paladio. |
| 30. Cromo. | 51. Rodio. |
| 31. Tungsteno. | 52. Iridio. |

Antes de dar la historia de estas sustancias vamos á exponer los principios de la nomenclatura química actual.

DE LA NOMENCLATURA.

57. Los nombres de la mayor parte de las sustancias simples son insignificativos; pero estamos tan habituados á usarlos, que habria inconvenientes en substituir otros que expresasen algunas de sus propiedades. Diremos mas: es de la mayor importancia, si se desea tener una buena nomenclatura, hacer desaparecer cierto número de nombres significativos generalmente adoptados, que, como haremos ver, son mas propios para inducir á error, que para dar á la lengua de la química toda la exactitud que deberia tener. No sucede lo mismo respecto de los compuestos que nacen de ellos: estos compuestos son demasiado numerosos para que la memoria mas feliz pueda acordarse de las denominaciones arbitrarias, insignificantes y absurdas con que los designaban los antiguos químicos. El que quiera exactitud conocerá la necesidad que hay de darles nombres que expliquen cuanto sea posible la naturaleza de los elementos que entran en su composicion, y las proporciones en que estos elementos se combinan.

Se ha convenido en llamar *oxidos* los compuestos formados por el oxígeno y por una sustancia simple, que no enrojecen la infusion de girasol, y que son en general insípidos, ó á lo menos, no tienen sabor ágrico. Se llaman *ácidos* los compuestos de oxígeno, y de una, dos ó tres sustancias simples, que enrojecen la infusion de girasol y que tienen un sabor ágrico.

Oxidos. Como el oxígeno se puede combinar en diferentes proporciones con una misma sustancia simple, se designan los productos con los nombres de *protóxido*, *deutóxido* ó *tritóxido*, segun que entra en ellos el oxígeno en una, dos ó tres proporciones; y se llama *peróxido* el que tiene mas oxígeno: asi es que el primer óxido de plomo (ocre amarillo) es el protóxido; el segundo (minio) es el deutóxido; y el tercero (óxido color de pulga) es el tritóxido ó peróxido. Si la sustancia simple no puede formar con el oxígeno mas que un óxido solo, se designa con el nombre simple de óxi-

do. Cuando el oxido está combinado con el agua se da al compuesto el nombre de *hidrato*.

Si el oxígeno al combinarse con una ó mas sustancias simples, forma un solo ácido, se le designa con el nombre de estas sustancias, añadiéndole la terminacion en *ico*: asi es que se dice *ácido carbónico*, *ácido bórico*.

Si, por el contrario, puede dar origen á tres ácidos combinándose en diferentes proporciones con la misma sustancia, el menos oxigenado se termina en *oso*, el que contiene mas oxígeno en *ico* y el que contiene mucho mas, en *ico oxigenado*; de modo que cuando se dice *ácido sulfúroso*, *ácido sulfúrico* y *ácido sulfúrico oxigenado*, se quiere indicar que los tres ácidos estan formados de azufre y oxígeno, pero que el último está mas oxigenado que los otros dos, y que el ácido sulfúrico lo está mas que el sulfuroso. Si se llegase á descubrir, en consecuencia de nuevas investigaciones, un ácido compuesto de azufre y oxígeno, menos oxigenado que el ácido sulfuroso, se le designaria con el nombre de *ácido hipo-sulfuroso*, de ὑπο, *por debajo*, lo mismo se ha hecho en estos últimos tiempos con los ácidos formados por el fósforo y el oxígeno; y efectivamente, estos ácidos tienen los nombres de ácidos *hipo-fosforoso*, *fosforoso*, *fosfórico*, y *fosfórico oxigenado*.

El hidrógeno tiene, como el oxígeno, la propiedad de combinarse con cierto número de sustancias simples, y de dar origen á productos que unas veces son ácidos y otras no. *Productos ácidos*. Para distinguirlos de los precedentes se designan con la palabra *hidro*, á la que se añade el nombre de la sustancia simple, con la terminacion en *ico*; y asi se llama *ácido hidroclórico* al que resulta de la combinacion del hidrógeno con el cloro. Nos serviremos de estas denominaciones porque estan generalmente recibidas; pero debemos decir que estan muy lejos de ser exactas; pues analizando la palabra *hidroclórico*, se hallará compuesta ὕδωρ, que significa *agua*, y de *clórico* que designa un ácido formado de oxígeno y de cloro, y en el ácido hidro-clórico seco, no hay agua ni ácido clórico. Lo mismo se puede decir de los ácidos hidro-sulfúrico, hidro-iódico &c. Basta la mas ligera atencion para probar que desapareceria el vicio de estas deno-

minaciones, si en lugar de conservar al hidrógeno un nombre que presenta á la memoria el agua, se sustituyese otro, aunque fuese insignificante, y si se mudase la terminacion en *ico*. Semejante alteracion, aunque ligera en apariencia, daria á una multitud de compuestos nombres exactos que facilitarían mucho el estudio de la química. *Productos no ácidos* formados por el hidrógeno y una sustancia simple. Si estos productos son sólidos, se llaman *hidruros*; y si gaseosos, se indica primero el nombre del gas hidrógeno, y despues el de la sustancia simple, que se termina en *o*, y asi se dice *gas hidrógeno carbonado*, fosforado, arseniado &c.

Cuando se combinan otras dos sustancias simples entre sí, el nombre del compuesto se termina en *uro*: Por ejemplo, se dirá *cloruro de fósforo*, de *hierro*, de *plomo*: *sulfuro de iodo*, de *arsénico*, de *mercurio*: y si el cloro ó el azufre se pueden combinar en dos proporciones con estas sustancias, se designarán los compuestos con los nombres de *proto-cloruro*, *proto-sulfuro*, *deuto-cloruro*, *deuto-sulfuro* &c., segun que contengan mas ó menos cloro ó azufre. Este principio de nomenclatura no se extiende á los productos que dan los metales combinados entre sí: por eso no se dice *argenturo de oro* &c.; se conserva á estos compuestos el nombre general de *aligacion*, que se designa mas particularmente con el nombre de *amalgama* cuando entra en parte el mercurio.

Las sales, productos muy numerosos, compuestas de un ácido y de uno ó de dos oxidos metálicos, se designan con nombres que explican su naturaleza. Si el ácido se termina en *ico*, se muda su terminacion en *ato*; y en *ito*, si aquel se termina en *oso*: asi es que las sales formadas por los ácidos *fosfórico*, *fosforoso*, é *hipo-fosforoso*, toman el nombre de *fosfatos*, *fosfitos* é *hipo-fosfitos*, á cuyos nombres se añade el del oxido: como por ejemplo, *fosfato de protóxido*, de *deutóxido*, é de *tritóxido* de tal ó cual metal; y para abreviar, *proto-sulfato*, *deuto-sulfato*, *trito-sulfato* del metal que entra en su composicion, &c. las sales compuestas de una base y de ácido *hidro-clórico*, *hidriódico*, *hidro-sulfúrico*, ó de otro cualquier ácido formado por el hidrógeno, se terminan igualmente en *ato*: por ejemplo, *proto-hidro-clorato*, *deuto-hidro-clorato de hierro*; *hidro-sulfato de potasa*, &c.

Si las sales tienen exceso de ácido, se llaman *sobre-sales*; y así se dice, *sobre-sulfato*, del deutóxido de potasio; y al contrario se designan con el nombre de *sub-sales* las que tienen exceso de óxido. Nada diremos de la nomenclatura de las materias vegetales y animales, porque no se funda sobre principios exactos.

GUYTON DE MORVEAU tuvo la gloria de crear esta nomenclatura, cuyo principal objeto es dar á los compuestos nombres, que indiquen los elementos que entren en su composición. LAVOISIER, FOURCROY y BERTHOLLET hicieron en ella algunas alteraciones de acuerdo con el autor. TOMPSON propuso mucho tiempo despues las denominaciones de *protóxido*, *deutóxido* &c., y finalmente en estos últimos tiempos, ha hecho THENARD muchas y buenas aplicaciones á cuerpos desconocidos en la época en que MORVEAU concibió esta idea feliz.

ARTÍCULO PRIMERO

De las sustancias simples no metálicas.

§ 8. Estas sustancias simples son diez, como se ha dicho: el oxígeno, el hidrógeno, el boro, el carbono, el fósforo, el azufre, el iodo, el floro, el cloro y el azoe. La mayor parte de los químicos ha mirado, hasta estos últimos tiempos, el oxígeno como el único principio que podia servir para la combustion, y le conservaron el epíteto de *comburente*, que le habian dado los que crearon la nomenclatura química; mientras que se ha continuado llamando *combustibles* todas las demas sustancias elementales. Estas denominaciones nos parecen inútiles y capaces de inducir á error: por lo tanto no las admitimos, (véase *combustion*, § 61.)

Vamos á examinar cada una de las diez sustancias simples no metálicas por el orden siguiente: oxígeno, hidrógeno, boro, carbono, fósforo, azufre, iodo, floro, cloro, azoe. Este orden es muy á propósito para traer á la memoria un hecho importante: esto es, que la afinidad que tiene cada una de ellas con el oxígeno, es tanto mayor *en general*, cuanto esté colocada mas cerca de él, y así ocupará el hidrógeno el primer lugar, y el azoe el último.

DEL OXIGENO. (I)

59. El oxígeno es, entre las sustancias simples de que hablamos, la que está mas generalmente extendida en la naturaleza: en el estado *sólido*, entra en la composición de las sustancias vegetales y animales, y de una multitud de productos minerales. También se forman algunos líquidos por una mayor ó menor cantidad de este principio; como son el agua, el ácido nítrico (agua fuerte) &c. Finalmente es parte constituyente de muchos gases; como son el aire atmosférico, el gas ácido carbónico, el gas ácido sulfuroso &c. Hasta el dia no ha sido posible obtener el oxígeno puro de otra manera que en el estado de gas: y así conviene estudiarlo en este estado.

DEL GAS OXÍGENO.

60. *Propiedades.* El gas oxígeno no tiene color, olor, ni sabor: su peso específico, segun BIOT y ARAGO, es de 1,0359, tomando el del aire por unidad. Cuando se comprime con fuerza en un cilindro de vidrio hueco muy fuerte, se advierte que se calienta, como todos los otros gases, y que se desprende mucha cantidad de luz. Esta propiedad, segun SAISY no la tienen, despues del oxígeno, sino el cloro gaseoso, y el aire atmosférico, bien que en menor grado que aquel. Por violentos que sean los medios de comprimir que se han empleado hasta el dia, nunca se ha conseguido poner sólido el gas oxígeno; propiedad que tienen tambien todos los otros gases permanentes.

La luz lo atraviesa y se refracta: siendo de 1 la potencia refractiva del aire atmosférico, la del oxígeno es de 0,86161. Puesto á la acción de la *pila*, se dirige el oxígeno al polo vítreo.

(1) Oxígeno, palabra griega derivada de οξύς ácido, y de γεινομαι, yo engendro, es decir principio engendrador de los ácidos. Se dió este nombre al oxígeno cuando se creia que formaba una parte constituyente de todos los ácidos, pero en el dia está completamente averiguado que hay ácidos que no contienen oxígeno.

Caractères esenciales. 1º Todos los cuerpos simples ó compuestos, como el azufre, el hierro, la leña, la cera; cuya temperatura se haya levantado, puestos en el gas oxígeno, lo absorven rápidamente y con gran desprendimiento de calórico y de luz; y aun basta que presenten uno de sus puntos en ignición para que se verifique este fenómeno. Por esta propiedad se ha mirado el oxígeno hasta estos últimos tiempos como un agente indispensable para la combustion. 2º Es igualmente necesario para la respiración; pues que se apaga la vida en el momento en que se meten los animales en una atmósfera que no contiene oxígeno libre. (Vease Respiración, tom. 2). 3º El gas oxígeno es muy poco soluble en el agua. PRIESTLEY fue el que descubrió este gas en 1774.

Los usos del oxígeno son muchos, y hablaremos de ellos al paso que hagamos la historia de los cuerpos con que se combina. *Accion sobre la economía animal.* Debe mirarse como un excitante: cuando se respira puro causa casi los mismos efectos de que se ha hablado en el artículo *calórico*. Cuando se hizo su descubrimiento concibieron algunos médicos la esperanza de disminuir la intensidad de los síntomas de la tisis pulmonar, haciéndolo respirar; pero excitó tanto los órganos pulmonares, que fue menester abandonarlo. Parece que su acción es ventajosa en la asma húmeda, en la clorosis, en las afecciones escrofulosas, en los *infartos* del bajo vientre, en ciertas afecciones lentas de los pulmones y de las vísceras abdominales, en el principio de la raquitis, el escorbuto, y principalmente en la asfixia por falta de aire, y por los gases dañosos, á causa de que no son respirables.

Extraccion. Se conocen muchos medios de obtener este gas. 1.º Se introducen algunas dracmas de clorato de potasa cristalizado (muriato sobre oxigenado de potasa) en una retortita de vidrio, á que se adapta un tubo encorvado, propio para recoger los gases, y que va á dar bajo una campana llena de agua; se calienta por grados la retorta, se desprende el aire del aparato, se funde la sal, se descompone, y se obtiene todo el oxígeno que entra en la composición del ácido clórico y de la

potasa; (1) queda en la retorta cloruro de potasio (muriato de potasa seco.) Cien granos de clorato dan 39 granos de gas oxígeno. 2º. Se pulveriza el peróxido de manganeso negro, y se le echa en frio el ácido hidro-clórico, para quitarle el carbonato de cal, carbonato de hierro &c. que contiene siempre y se transforma por este medio en hidrociorato soluble; se decanta el líquido, y se hace secar el óxido despues de haberlo lavado; cuando está seco, se mete en una retorta de vidrio C, con la mitad de su peso de ácido sulfúrico concentrado; la retorta, que debe estar enlodada, se coloca en un horno de reverbero (V. estampa 9, fig. 55.); su cuello ha de entrar en un balon ó globo vitubulado B, que contiene un poco de agua, y da salida por uno de sus túbulos al tubo de seguridad encorvado T, que va á terminar bajo la campana llena de agua. Estando enlodado todo el aparato, se calienta por grados la retorta, se desprende el aire, y no se tarda mucho en obtener una cantidad muy grande de gas oxígeno; porque el peróxido de manganeso se pone en estado de protóxido que se combina con el ácido para formar proto-sulfato. Por este medio se obtiene mucho mas gas que por el siguiente. 3º Se va calentando por grados el peróxido de manganeso purificado por el ácido hidro-clórico, poniéndole en una retorta de barro duro enlodada, á la que se adapta un tubo de seguridad encorvado que pasa bajo el agua; esta retorta se coloca en un horno de reverbero de suerte que se pueda calentar hasta el fuego rojo ó hasta hacerla ascua; el peróxido pasa solo al estado de deutóxido, y pierde la cantidad de gas oxígeno que se obtiene. Dos libras de este óxido dan de 20 á 25 azumbres de gas. Si el óxido de manganeso no está bien purificado, no se han de recoger las primeras porciones de gas, porque casi siempre contienen azoe y ácido carbónico. Es excusado decir que se termina la operacion cuando ya no se desprende mas oxígeno. 4º Tambien se puede adquirir este gas calentando en vasijas tapadas los deutóxi-

(1) El ácido clórico se compone del oxígeno y de cloro; la potasa se forma de oxígeno y potasio.

dos de mercurio y de plomo, el nitrato de potasa &c. ; pero el clorato de potasa es de todos los cuerpos el que da mas cantidad de gas puro.

DE LA COMBUSTION.

61. La palabra combustion, tomada en el sentido comun, significa el cambio total que se verifica en la naturaleza de los cuerpos combustibles, con desprendimiento abundante de calórico y luz. LAVOISIER y la mayor parte de los Químicos modernos consideran al contrario, la combustion como un fenómeno en que *el oxígeno se combina con un cuerpo cualquiera*; y segun estos, se verifica la combustion siempre que el oxígeno se une á otros cuerpos, aun cuando no haya desprendimiento sensible de calórico ni luz, al paso que no quieren que haya combustion cuando se combinan dos ó mas cuerpos que no contienen oxígeno, aun cuando esta combinacion produzca llama y gran desprendimiento de calórico.

Basta reflexionar un poco para conocer que no es posible admitir semejante definicion; y en efecto, todos los fenómenos de la combustion se observan al formarse una multitud de productos en que no entra el oxígeno; asi es que si se introduce arsénico pulverizado en una campana llena de cloro gaseoso estas dos sustancias simples se combinan aun en frio, habiendo desprendimiento de calórico y luz, y formándose un líquido que será el cloruro de arsénico. Si en vez de arsénico se pone fósforo tendremos resultados análogos. Por otra parte, no se nota fenómeno alguno de combustion en un gran número de casos en que el oxígeno se combina con sustancias simples. Pongamos por ejemplo la oxidacion del hierro espuesto al aire, en la cual no se nota desprendimiento sensible de calórico ni luz; y sin embargo el hierro se combina con el oxígeno.

Algunos autores modernos, conociendo la insuficiencia de la definicion que acabamos de combatir, no la han admitido, y en su lugar han presentado nuevas ideas sobre la combustion. THOMSON, en la última edicion de su sistema de Química, admite la existencia de cuerpos combustibles, cuerpos incombustibles, y otros que llama, *apoyos ó mantenimientos de la combustion*; cuya presencia es necesaria para que ardan los cuerpos.

Así es que, según este autor, la combustión no es más que la combinación de un cuerpo combustible con uno de los apoyos de la combustión, en cuya combinación hay desprendimiento de luz y calórico. Los apoyos de la combustión son simples ó compuestos: los primeros son el oxígeno, el cloro, el iodo, el fluor, (ftoro); los otros son el aire atmosférico, el ácido nítrico, y otros varios compuestos en que haya alguno de los apoyos simples.

Es fácil conocer cuanto más exacto es este modo de considerar la combustión que no el de LAVOISIER, del que tanto se aparta; y en efecto en esta última no se admite más que un simple apoyo de la combustión, cual es el oxígeno, no haciendo mérito del desprendimiento de calórico y luz, que no obstante constituye el fenómeno más esencial de la combustión.

Sin embargo, la teoría de THOMSON puede modificarse con ventajas. ¿Que necesidad tenemos, por ejemplo, de admitir los apoyos de la combustión? Se pueden evitar muchos inconvenientes si se desechan; por ejemplo, THOMSON no coloca el azufre entre los apoyos de la combustión, sino por el contrario, en la sección de los cuerpos combustibles; pero es fácil probar que lo mismo pertenece á una que á otra de estas dos clases: y efectivamente hace veces de combustible cuando se quema por medio del oxígeno, que en este caso obra como apoyo de la combustión; pero ¿no sirve de apoyo de la combustión cuando se calienta con cobre pulverizado, y cuando en el momento de la combinación hay un considerable desprendimiento de calórico y luz? ¿se podrá decir que en este último caso no obra como apoyo de la combustión? Es preciso pues admitir ó que no ha habido combustión, á pesar del desprendimiento de calórico y luz, ó si la ha habido, que el cobre es su apoyo, cuya opinión no se concilia bien con las ideas de THOMSON sobre la combustión.

Estas reflexiones nos hacen considerar á la combustión, como un fenómeno muy general, que se verifica siempre que se combinan uno ó dos cuerpos con desprendimiento de calórico y luz. Sin embargo, es preciso confesar que entre todos los cuerpos conocidos, el oxígeno es el que más comunmente produce este desprendimiento cuando se une á los otros; y esto es lo que nos obliga á exponer aquí las principales consideraciones á cerca de la combustión.

Combustion producida por la combinacion de un cuerpo sólido con otro gaseoso. Esta combustion se puede hacer en frio, ó en una temperatura alta. 1º *En frio:* echese antimonio, arsénico, ó estaño pulverizados en un frasco lleno de cloro gaseoso; y en el mismo instante aparecerá una luz muy fuerte, se levantará la temperatura y se formará cloruro de antimonio, de arsénico ó estaño, que estará al principio en forma de humo mas ó menos espeso y luego se pondrá líquido. ¿De donde nace el calórico que se desprende? del cloro que del estado gaseoso pasa al estado sólido, y que por consiguiente deja libre una porcion del calórico que le mantenía en gas? Si creemos que la luz es una modificacion del calórico, podemos concebir la formacion de la llama, que en este caso no es mas que una porcion de calórico convertido en luz durante la combustion; pero si, por el contrario, consideramos á la luz como un fluido distinto del calórico, habremos de admitir que la llama se debe al desprendimiento de luz que forma parte del cloro gaseoso. En ningun caso se puede suponer que todo el calórico provenga de los metales, los cuales, como son sólidos, contienen mucho menos que el cloro; no obstante de que pueden dar una corta cantidad. 2º *En una temperatura alta:* introdúzcase en un frasco lleno de gas oxígeno un alambre delgado de acero, fijo por un extremo en un tapon de corcho y que tenga en el otro un pedazo de yesca encendida, y veremos que el hierro arde con gran resplandor y mucha rapidez; que se combina con el oxígeno y se trasforma en óxido negro; elevándose mucho la temperatura. La causa del desprendimiento del calor y de la luz es enteramente la misma en este caso que en el anterior.

Si se averigua el peso del producto, ó del cuerpo quemado, se verá que es igual al de los cuerpos que se han combinado en la combustion.

Combustion producida por la combinacion de dos cuerpos sólidos. Si se mezclan en un crisol azufre y cobre hechos pedazos, y se levanta lo suficiente la temperatura, se combinarán estos dos cuerpos, y habrá desprendimiento de calórico y luz, y por consiguiente *combustion*. ¿De donde viene el calórico? de que las moléculas del sulfuro de cobre ya formado están sumamente unidas, mucho mas que lo que antes estaban las del azufre y cobre que le constituyen; de donde se sigue que en el

momento en que se forma aquel sulfuro, ha tenido que desprenderse una parte de calórico. En este, asi como en el ejemplo anterior, el peso del cuerpo quemado (sulfuro de cobre) es precisamente el mismo que el del azufre y cobre que se han combinado.

Se podria citar ademas como ejemplo de este género de combustion lo que sucede con la pólvora, la cual no es mas que la reunion de tres cuerpos sólidos, nitro, azufre y carbon; su combustion resulta evidentemente de la combinacion del oxígeno que entra á componer el ácido nítrico del nitro (1) con el azufre y el carbon. Pero ¿cual es la causa del desprendimiento de calor y de luz? No se puede señalar convenientemente, hasta tanto que se admita que combinándose el oxígeno con el azoe para formar ácido nítrico, conserva la mayor parte del calórico y de la luz con los cuales estaba antes unido en estado de gas; y en efecto en este caso es cuando se puede concebir que en el instante de la combinacion de aquel oxígeno con el azufre y el carbon, hay desprendimiento considerable de calórico y luz.

Combustion producida por la combinacion de dos gases. Cuando se pone al fuego una mezcla de dos partes de gas hidrógeno y una de gas oxígeno, se verifica la combustion, siendo tan intenso el calor desprendido que es capaz de fundir una multitud de cuerpos que son infundibles por otro cualquier medio. Conoceremos facilmente la causa de esta elevacion de temperatura, cuando sepamos que por medio de la combinacion pasan estos dos gases al estado de liquidez y producen agua. El peso del líquido que resulta es el mismo que el de los dos gases que se han combinado.

Combustion producida por la combinacion de muchos líquidos. Si se echa ácido nítrico sobre aceite de trementina mezclado anteriormente con cierta cantidad de ácido sulfúrico, arde la mezcla de repente, y se desprende gran cantidad de calórico y de luz. Esta combustion resulta de la combinacion del oxí-

(1) El ácido nítrico está formado de oxígeno y azoe; el nitro está compuesto de ácido nítrico y potasa.

geno, del ácido nítrico con el hidrógeno, y el carbono del aceite (1). El desprendimiento de calórico y de luz se explica del mismo modo que hemos dicho hablando de la combustion de la pólvora.

¡Que diferencia hay de este modo de considerar la combustion, á las diferentes hipotesis que se han imaginado los Químicos anteriores á LAVOISIER, para explicar este fenómeno!

La mas célebre entre todas las antiguas teorías sobre la combustion, es sin disputa alguna la de STAHL. Segun este autor, un cuerpo es combustible en cuanto contiene un principio sutil conocido con el nombre de *flogístico*. Cuando se quema este cuerpo, se evapora el flogístico, en cuya separacion consiste la combustion: el residuo es tambien incombustible. En el acto de desprenderse, el flogístico se halla impelido de un movimiento violento; y el calor y la luz no son mas que este principio sutil en aquel estado de suma agitacion. Aclararemos con un ejemplo esta teoría: el cobre se consideraba como compuesto de *flogístico* y cal (óxido) de cobre; de modo que cuando se quemaba, se desprendia el flogístico, quedando por residuo la *cal de cobre* (óxido de cobre), sustancia quemada, y por consiguiente incombustible. Al contrario siempre que un cuerpo incombustible se hacia combustible no hacia mas que combinarse con el flogístico, por ejemplo, si se calentaba mucho la *cal de cobre* de que hemos hablado, con carbon, se obtenia cobre que gozaba nuevamente de la propiedad de arder, lo cual sucedia porque el carbon daba el flogístico que se combinaba con la cal de cobre. Para trastornar esta teoría, y conocer lo inexacta que era, no hubiera sido necesario mas que pesar comparativamente el cobre antes y despues de quemado; en cuyo caso se veria que su peso era mayor despues de la combustion; pero ¿como se puede concebir que un cuerpo aumente de peso cuando solo se limita á perder el flogístico?

(1) Todos los aceites están formados de hidrógeno, carbono y oxígeno.

62. DAVY en sus últimas investigaciones sobre la llama, ha obtenido algunos resultados importantes, que vamos á dar á conocer.

1.º La llama no es mas, segun aquel célebre químico ingles, que una materia gaseosa tan caliente que da luz, y que goza de una temperatura mayor que la del calor blanco de los cuerpos sólidos. *Experimento.* Colóquese un alambre delgado de platina á distancia de la vigésima parte de pulgada en una lámpara de espíritu de vino; tápese la llama por medio de un cuerpo opaco; y el alambre se pondrá blanco por efecto del calor, aun cuando no haya luz visible en el sitio en que está.

2.º La luz de la llama es sumamente brillante é intensa, cuando se forma alguna *materia sólida* y fija en esta llama; así es que el fósforo, que por medio de una rápida combustion se trasforma en ácido fosfórico *sólido*, arde con una llama muy intensa; lo mismo sucede con el zinc, el cual por medio de la *combustion*, se cambia en óxido de zinc sólido. Al contrario, cuando no se forma ninguna materia sólida en la llama, esta es enteramente débil y trasparente; como sucede con el azufre que arde en el gas oxígeno, trasformándose en *gas ácido sulfuroso*. Si se quiere aumentar la intensidad de la llama, no hay que hacer mas que poner en contacto con ella, amianto, óxido de zinc, una red metálica ó cualquier cuerpo sólido.

3.º Si se pasa la llama al traves de una red metálica muy espesa, y que esté á la temperatura ordinaria, este tejido enfria el gas que le atraviesa, de tal modo que hace bajar su temperatura por debajo del grado que tenia cuando ardía. Cuanto menores son los agujeros de la red, tanto mayor es la dificultad que tiene la llama de atravesarlos, siendo iguales las demas circunstancias. Cuanto mas combustibles son los cuerpos que forman la llama, ó en otros términos, cuanto mas caliente está la llama, menos resistencia opone la red metálica á ser atravesada. Hablando en general, se facilita el paso de la llama al traves de la red calentando esta hasta el calor rojo ó hasta el rojo blanco. Resulta de los experimentos de DAVY que un alambre de hierro del grueso de $\frac{1}{8}$ de pulgada, calentado hasta el

rojo blanco, no inflama el gas hidrógeno carbonado que se desprende de las minas de carbon de tierra; al paso que un alambre del mismo grueso, calentado solamente hasta el rojo de guinda, inflama el gas hidrógeno

El interesante descubrimiento de la lámpara de seguridad, que ha hecho DAVY en estos últimos tiempos, es una consecuencia de estos resultados. Es sabido que los mineros son víctimas muchas veces de la detonacion que hay cuando se mezcla el aire con el gas hidrógeno carbonado que se desprende de las minas de carbon de tierra, y la mezcla está en contacto con cuerpos inflamados. Se evita facilmente esta explosion construyendo una lámpara, cuyo cañon cilíndrico tenga un diámetro que no pase de dos pulgadas, y cuyos claros esten cubiertos de una tela metálica que tenga 750 aberturas en cada pulgada cuadrada, poco mas ó menos; el alambre de hierro puede tener de $\frac{1}{40}$ á $\frac{1}{60}$ de pulgada: es evidente que la luz colocada en esta lámpara alumbrará bastante, y no atravesará la tela metálica; y por consiguiente no habrá que temer que inflame la mezcla detonando del modo que hemos dicho. (Véase, las diversas *memorias* de DAVY, insertas en los *Anales de física y Química*, Tom. 1, 3^o y 4^o.)

DEL HIDRÓGENO (1)

63. El hidrógeno se halla con mucha abundancia en la naturaleza; entra en la composicion de todas las sustancias vegetales y animales, del agua, de los ácidos hidro-clórico, hidriódico, é hidro-sulfúrico, del amoniaco, de todas las sales amoniacales &c. Falta mucho para probar su existencia en las regiones superiores de la atmósfera; porque GAY-LUSSAC, que hizo el análisis del aire, que habia recogido á muy grande altura, no halló un átomo de él. Las aserciones de los físicos que admiten en la atmósfera este principio gaseoso, son prematuras y sin fundamento. El hidrógeno, aislado de los diferentes

(1) Hidrógeno, palabra griega derivada de *ὕδωρ* agua, y de *γεννομαι*, yo engendro, principio generador del agua.

cuerpos á que está unido, es siempre gaseoso; y así lo deberemos examinar en este estado.

DEL GAS HIDRÓGENO. (aire inflamable).

64. *Propiedades.* El gas hidrógeno puro no tiene color, sabor, ni olor: su peso específico, comparado con el del aire, no es mas que de 0,07321: la luz lo atraviesa y se refracta mucho siendo 1,00000 la potencia refractiva del aire, será de 6,61436 la del gas hidrógeno puro, siendo por otra parte iguales todas las demas circunstancias. Esta gran fuerza de refrangibilidad pende de que el hidrógeno es un cuerpo muy avido de oxígeno; pues se ha demostrado completamente que la potencia refractiva está por lo general en relacion con la densidad de los cuerpos, y de su grado de afinidad con el oxígeno. El fluido eléctrico no altera el gas hidrógeno.

El gas oxígeno ejerce una accion notable sobre el gas hidrógeno cuando la temperatura es alta. *Experimento.* 1º Se llena de gas hidrógeno una vejiga, á la que se adapta un tubo de cobre que termina en un agujerito muy pequeño, se comprime la vejiga y con una vela se enciende el gas al salir, entonces se introduce el tubo en una campana perfectamente seca y llena de gas oxígeno: esta campana se coloca en el baño de mercurio, inclinada de manera que uno de sus bordes esté fuera del metal, y se advierte muy pronto que se forma agua por la combinacion de estos dos gases, pues cubre la superficie interior de la campana y corre luego como en arroyuelos.

2º Se comienza por llenar de agua un frasco, que se pueda tapar bien con tapon del mismo vidrio, metiéndolo en la parte inferior del agua del aparato pneumato-químico: cuando está lleno se pone boca abajo, y se levanta á la superficie del agua hasta que queden fuera de ella como cinco sextas partes: entonces se introduce en él bastante gas oxígeno para que salga la tercera parte del agua que contenia; luego se hace entrar en el mismo frasco doble de gas hidrógeno, que acaba de hacer salir el agua que quedaba: se tapa, sin sacar la boca del agua, y se pone aparte, envolviendo en un lienzo toda su superficie, excepto la extremidad del gollete: se le quita el tapon, y se acerca inmediatamente á la boca una bu-

gía encendida: apenas está en contacto con el calórico la mezcla de los dos gases, se oye una detonacion viva, y se percibe una luz mas ó menos intensa.

3º Si la mezcla de dos partes de gas hidrógeno y una de gas oxígeno se hallase en una vejiga con una llave de fuente, que tenga un tapon oradado en que reciba un tubo de vidrio, adelgazado en su extremidad exterior en la lámpara de esmaltar, y se comprime la vejiga, á fin de hacer pasar el gas por una disolucion espesa de jabon, dispuesta de antemano en un mortero de hierro, se advierte que las gorgoritas del gas hacen que forme espuma el jabon, lo dilatan y le dan una forma mas ó menos globulosa. Si en tal estado se aparta la vejiga y el tubo, y se acerca una pajuela encendida á la superficie del jabon, se verificará una viva detonacion

4º Cuando se dispone en el eudiómetro de VOLTA la mezcla de estos dos gases en la proporcion indicada antes, se observan algunos fenómenos propios para dar luz sobre la causa de su produccion. Describamos desde luego el instrumento (V. la fig. 49.) Se puede considerar como formado de tres partes, una media, una inferior, y otra superior: la parte media se compone de un tubo de vidrio muy grueso TT, terminado por arriba y por abajo en una birola V pegada con betun, y que corresponda á la llave de fuente R. La parte inferior se compone de un pie de vidrio ó de laton P, que siempre es hueco de una birola V', y de una llave de fuente R, cuyo cilindro agujereado corresponde con la birola V'. La parte superior presenta la misma disposicion que la inferior, excepto que el hueco B es menos ancho que el pie P. Hacia la extremidad superior del tubo TT se halla un *bracito* de cobre horizontal CH adherido á la birola que se há dicho antes, y que termina interiormente muy cerca de la superficie interna de la birola. Este *brazo* está contenido en parte en un tubito de vidrio tt, cuya superficie exterior está cubierta de resina; y de consiguiente aislada de modo que pueda trasmitir al interior del tubo TT cierta cantidad de fluido eléctrico. Lo interior del aparato tiene conductos dispuestos de modo, que al abrir las llaves, el agua que entra por el depósito B saldria por el pie P.

Si despues de haber llenado de agua este instrumento, metido perpendicularmente en el baño pneúmato-químico, se cier-

ra la llave superior, se podrá abriendo la llave inferior, introducir en el tubo TT dos partes de hidrógeno, y una de oxígeno en volúmen. Si entonces se hace pasar por la mezcla una chispa eléctrica, acercando al *brazo* de cobre CH, anteriormente enjugado, una botella de LEYDEN cargada, ó el plato del electróforo electrizado con el frotamiento, se observará una luz y una detonacion mas ó menos vivas, la coluna de agua contenida en el tubo TT se verá empujada hácia abajo y subirá al instante, de suerte que se hallará el tubo lleno de líquido; en suma habrán desaparecido los dos gases. Si en lugar de dejar abierta la llave inferior R, se cierra antes de hacer pasar la chispa eléctrica, se formará un vacío, que llenará inmediatamente el agua, si se abre la llave. *Teoría.* Se forma agua por la combinacion del hidrógeno con el oxígeno: esta agua se trasforma en vapor por la gran cantidad de calórico que se desprende en el experimento: el vapor que resulta ocupa mayor espacio que los dos gases: por eso debe empujar hácia abajo el líquido que contiene el tubo TT; pero como el vapor se halla entonces en contacto con un cuerpo frio, pasa al estado de líquido; resulta vacío casi todo el espacio que ocupaba, y asi debe subir el agua para llenar este vacío. Como estos dos efectos son casi instantáneos, se conoce que resulta un choque doble que puede explicar la detonacion que lo acompaña. La misma teoría se puede aplicar á los experimentos 2º y 3º, con la diferencia de que es el aire atmosférico el empujado primero hácia afuera y despues hácia adentro.

5º BIOT ha probado que una mezcla de dos partes de gas hidrógeno y una de gas oxígeno, comprimida fuertemente en un tubo metálico muy reforzado, y con un vidrio en el fondo, se combinaba, formaba agua, y se verificaba detonacion y desprendimiento de una luz muy viva: en este experimento, que no se puede hacer sin riesgo, salta el vidrio muy lejos.

65. La accion del gas hidrógeno sobre el oxígeno, á la temperatura ordinaria, está muy lejos de presentar fenómenos tan complejos: los dos gases que son de un peso específico tan diferente, se mezclan íntimamente y forman un todo homogéneo. *Experimento.* Cuando se toman dos redomas de igual cavidad, cada una con un tapon agujereado, y se llenan, una de gas oxígeno y otra de gas hidrógeno, se advierte, que ponién-

dolas en comunicacion por medio de un tubo de vidrio, como de un pie de largo, y teniéndolas en una direccion perpendicular, la que está llena de gas oxígeno, que es la mas inferior, cede una porcion de gas á la redoma superior, y una parte del hidrógeno de esta pasa á la redoma inferior; de suerte que al cabo de dos ó tres horas, estan mezclados los gases, y se puede encender la mezcla en cada una de las redomas, separándolas, y acercando á ellas una vela encendida. DALTON, á quien se debe un estudio sobre este punto, infirió despues de muchos experimentos, que un fluido elástico mas ligero no puede permanecer sobre otro mas pesado sin mezclarse con él.

Caractéres esenciales. 1º Cuando se acerca una vela encendida al gas hidrógeno que contiene un recipiente cuya boca esté hácia abajo, se combina el gas con el oxígeno del aire, y se produce una llama blanca, tanto mas azulada quanto es el hidrógeno menos puro; tambien hay una ligera detonacion, y solo se forma agua; pues enseña la experiencia que no se enturbia el agua de cal agitándola con el aire de la campana, lo que sucederia, si se hubiera formado ácido carbónico. 2º Si en lugar de dejar la vela á la superficie de la campana, se mete dentro, se apaga despues de haber encendido las primeras capas del gas. 3º Este gas es muy ligero. *Experimento.* Tómense dos campanas iguales con corta diferencia, la una llena de aire atmosférico, cuya boca esté hácia arriba; y la otra llena de gas hidrógeno, cuya boca esté hácia abajo; júntense bien las dos bocas, y póngase asi la de abajo encima; y algunos instantes despues se podrá asegurar, con el auxilio de una vela encendida, que la mayor parte del hidrógeno ha pasado á la campana que antes estaba llena de aire atmosférico. 4º Si se llena un recipiente de gas hidrógeno y se pone boca arriba, acercándole al instante una vela encendida, se advertirá que la detonacion será mas viva, y el desprendimiento de calórico y de luz mas intenso, que cuando la boca está hácia abajo: en el primer caso se lanza de repente al aire el gas hidrógeno á causa de su ligereza y de la posicion de la campana: el aire al contrario, mucho mas pesado, baja á la campana, y asi se mezclan perfectamente los gases. Se usa del gas hidrógeno para hacer el análisis del aire, y para llenar los globos aerostáticos.

CLARKE, catedrático de mineralogía en Cambridge, acaba

de probar, por una serie de experimentos, que cuando se enciende una mezcla de dos partes, en volúmen, de gas hidrógeno y una de gas oxígeno puro, condensadas antes en un depósito, se produce un calor capaz de fundir en pocos instantes las sustancias miradas hasta el día como mas infundibles. Ya en 1802 habia publicado ROBERT HARE, fisico americano, algunas observaciones sobre este punto. CLARKE se sirvió en sus experimentos del soplete de BROOKS, cuya descripcion es como sigue: (V. la fig. 50.)

E es una vejiga que contiene la mezcla gaseosa antes de la condensacion. F es una especie de cuerpo de bomba aspirante y de compresion, en la cual se pone un embolo D que sirve para condensar los gases. C es un depósito para el gas condensado. Las letras hh figuran una capa de aceite colocada en el fondo del depósito. RR es un cilindro hueco de laton en cuya estreñidad inferior hay una chapa metálica que tiene de 700 á 800 agujeros en una pulgada en cuadro, sumergida en el aceite: la extremidad superior de este cilindro está abierta y tiene comunicacion con el gas del depósito C. AB es un tubito de cristal, mejor de metal, del diámetro $\frac{1}{80}$ de pulgada, y de tres á cuatro pulgadas de largo, que sirve para dar salida al gas condensado.

Despues de haberse condensado en el depósito la mezcla de los dos gases por medio de la bomba, una parte de esta mezcla entra por la parte superior del cilindro R y sale por el orificio A del tubo: aqui se enciende fuego; y la llama se forma á cierta distancia del orificio A; sin lo cual se fundiria brevemente el tubo. Si fuera muy grande la abertura del tubo, se comunicaria la inflamacion á la mezcla contenida en el aparato, y habria gran detonacion con gran peligro. Estos accidentes se evitan, por el contrario, poniendo un tubo cuyo orificio sea muy angosto, porque la llama no pueda atravesar las aberturas de poco diametro (V. § 62,3^o). La chapa metálica que se halla en la extremidad inferior del líquido R, sirve igualmente para oponerse á que se trasmita la llama, y por último, la capa de aceite no deja que se comuniquen el gas del depósito C, con el que contiene el cilindro R.

Ademas de todas las precauciones dichas para evitar los accidentes que puede ocasionar el uso de este instrumento

es bueno colocarle detras de una puerta ó de una tapia, y hacer que la atraviere el tubo AB.

Peso de un átomo de hidrógeno. Por medio del análisis se sabe que el agua es un compuesto binario de 88,29 partes de oxígeno, y de 11,71 de hidrógeno en peso: ó lo que es lo mismo; de 8 de oxígeno, y de 1 de hidrógeno (poco mas ó menos); mas en el agua, un átomo de oxígeno esta combinado con otro átomo de hidrógeno: luego, si se representa el peso de un átomo de oxígeno con 1, el peso de un átomo de hidrógeno será $\frac{1}{8}$ ó 0,125.

La respiracion del gas hidrógeno comunica á la sangre y á otras partes, segun CHAUSSIER, un color azulado: se puede respirar sin riesgo algunos instantes; pero acaba por causar la asfixia: nunca se ha usado en la medicina.

Extraccion. 1º Se echan en una redomita F torneaduras de zinc ó de hierro y ácido sulfúrico ó hidrocórico, dilatado en 4 ó 5 veces su peso de agua; se le pone un tapon agujereado por donde pasa un tubo encorvado (V. estampa. 9, fig. 56.) que va á dar bajo el agua; en el mismo instante se advierte una efervescencia viva, nacida del desprendimiento del gas hidrógeno: no se recogen las primeras porciones que estan mezcladas con aire. Al fin del experimento se halla en la redoma proto-sulfato de hierro, ó sulfato de zinc.

Teoría. El hierro es un cuerpo simple;

El ácido sulfúrico esta compuesto de oxígeno y azufre;

El agua se compone de oxígeno y de hidrógeno.

De aqui se sigue que el hidrógeno que resulta proviene del agua pues que ni el hierro ni el ácido sulfúrico le contienen. Véase lo que pasa en este experimento: el agua se descompone; su oxígeno se combina con el hierro ó con el zinc, y forma un óxido que unido con el ácido sulfúrico da origen al proto-sulfato de hierro ó sulfato de zinc; su hidrógeno se desprende y pasa al estado de gas combinándose con cierta cantidad del calórico, que resulta de la operacion. ¿De donde proviene este calórico? del ácido sulfúrico y del oxígeno del agua, cuyas moléculas se reunen y se combinan con las del metal. El gas hidrógeno que se consigue por este método, parece que contiene segun los experimentos de DONOVAN ácido hidro-sulfúrico, ácido carbónico y otra mareria cuya naturaleza no á po-

dido determinarse: se purifica agitándose por algunos minutos con agua de cal, despues con un poco de ácido nitroso, luego con una disolucion debilitada del proto-sulfato de hierro, y ultimamente con agua destilada: entonces el gas no tiene olor. 2.º Se obtiene tambien gas hidrógeno descomponiendo el agua con la pila eléctrica: en este caso es muy puro.

DEL BORO.

El boro es un cuerpo simple que nunca se halla puro en la naturaleza, que hace parte de tres compuestos naturales: esto es, del ácido bórico (borácico), del borax (sub-borato de sosa,) y del borato de magnesia.

65. El boro es una sustancia sólida, pulverulenta, muy desmoronadiza, insípida, sin olor, de un color oscuro verdoso y mas pesada que el agua. El calórico no le causa la menor alteracion, ni ejercen sobre él accion alguna la luz ni el fluido eléctrico.

Propiedades esenciales. Cuando se pone en contacto con el gas oxígeno y se calienta algo menos que al calor rojo, se combina con este gas, y forma el ácido bórico que se funde, desprendiéndose en esta operacion una parte del calórico y de la luz que tenian al oxígeno en estado de gas. Es verdad que no todo el boro se convierte en ácido bórico; porque al paso que se produce este, cubre las capas interiores del boro que ya no se hallan en contacto con el gas. Si se disuelve en el agua ácido bórico formado, queda un polvo de un color mas subido que el del boro, que mira DAVY como el óxido del boro, y que estará formado de un átomo de boro, y otro átomo de oxígeno. A la temperatura ordinaria no causan al boro alteracion alguna el gas hidrógeno ni el gas oxígeno: no se hace uso del boro. DAVY observó en 1807 que podia descomponerse el ácido bórico, por medio de la pila, en oxígeno y en una materia de color oscuro. GAY-LUSSAC y THENARD descompusieron en 1809 el mismo ácido por medio del potasio, describieron las propiedades del boro, y probaron que se podia transformar en ácido bórico por medio del gas oxígeno.

Peso de un átomo de boro. Si admitimos con THOMSON que el ácido bórico está compuesto de 100 partes de boro y 228,

57 de oxígeno en peso, ó lo que es lo mismo, de 0,875 de boro y 2 de oxígeno; y si suponemos con el mismo autor que este ácido resulte de la union de dos átomos de oxígeno con un átomo de boro, el peso de este será 0,875. *Extraccion.* Introdúzcanse en un tubo de cobre partes iguales de potasio hecho pedazos, y ácido bórico vitrificado y pulverizado (compuesto de oxígeno y boro); dispóngase la mezcla de modo que esten alternativamente colocadas una capa de metal y otra de ácido; tápese el tubo con un tapon de corcho, el cual debe tener una hendidura para que pueda salir el aire, y se pone al fuego: el potasio descompone parte del ácido, se apodera de su oxígeno, y deja libre al boro: y la porcion de ácido no descompuesta forma con la potasa producida sub-borato de potasa: Cuando el tubo esté frio se cuece la mezcla muchas veces con agua, para disolver todo el sub-borato de potasa: en este caso se seca el boro, y se conserva á cubierto del contacto del aire. DOEBEREINER ha obtenido boro en estos últimos tiempos, calentando por espacio de dos horas hasta el rojo blanco, un cañon de fusil que contenga sub-borato de sosa fundido y pulverizado (borax), mezclado con una décima parte de su peso de polvos de imprenta; en este caso, el carbon que contienen los polvos de imprenta descompone la sosa, y se desprende gas óxido de carbono; el sodio que resulta de esta descomposicion obra sobre el ácido bórico como el potasio. Despue, basta lavar algunas veces el residuo con agua hirviendo, y una sola vez con ácido hidro-clórico para estraer el boro, el cual está no obstante mezclado con un poco de carbon.

DEL CARBONO.

El carbono está muy repartido en la naturaleza: ya se encuentra puro, como en el diamante, ya unido á otros principios, como en todas las sustancias vegetales y animales, en el carbon comun, en la plumbagina, el antrácito &c. (Este último se forma á veces de carbono casi puro); finalmente suele existir en la atmósfera combinado con el oxígeno ó con el hidrógeno, en el estado de gas ácido carbónico, ó de gas hidrógeno carbonado.

66. El diamante, ó el carbono puro, se encuentra en las

Indias orientales, y particularmente en el reino de Golconda y de Visapur: tambien se ha descubierto en la Serra do frio, distrito del Brasil. El diamante se presenta comunmente en forma de cristales muy brillantes, limpios, transparentes, sin color, octaedros ó dodecaedros ó esferoides de 48 caras triangulares, curvilíneas: á veces son estos cristales de color de rosa, naranjado, verde, amarillo, azul ó negro: su peso específico varía desde 3,5 hasta 3,55; su dureza es tal que solo los raya su propio polvo.

Puesto á la accion del calórico en vasos cerrados, no experimenta el diamante alteracion alguna: refracta fuertemente la luz: siendo la potencia refractiva del aire 1,0000, y la del diamante de 3,1961. Cuando se frota el diamante se electriza con electricidad vítrea, y no es conductor del fluido eléctrico.

Propiedades esenciales. El gas oxígeno no ejerce en frio accion alguna sobre él; pero si se levanta su temperatura, se combina el diamante con este gas, y da por producto el ácido carbónico. GUYTON DE MORVEAU expuso en 1797 al foco de un buen lente un diamante puesto bajo una campana llena de gas oxígeno puro: hizo caer sobre él los rayos del sol, y advirtió que la superficie del diamante tardó poco en ponerse negra, viéndose en algunas partes de él puntos brillantes en estado de hervor. Interceptó la luz por medio de un cuerpo opaco y entonces vió al diamante hecho ascua y trasparente: su peso se habia disminuido sin duda: dos dias despues continuó el experimento, y desapareció del todo el diamante en menos de 20 minutos. Analizó el gas que contenia la campana, y vió que se componia de gas ácido carbónico, cuyos elementos son el oxígeno y el carbono: por lo demas halló que el volúmen era el mismo que el del gas oxígeno empleado. Tambien se puede variar este experimento haciendo pasar repetidas veces gas oxígeno puro sobre el diamante metido en un tubo de porcelana que se hace ascua en un hornillo de reverbero: basta para esto adaptar á una de las extremidades del tubo una vejiga llena de gas oxígeno, y á la otra extremidad otra vejiga vacía, y hacer pasar el gas de una á otra. No se sabe todavía si el gas hidrógeno puede disolver el carbono puro ó el diamante; aunque se sabe que existen muchas variedades

de un gas formado de hidrógeno y de carbono que describiremos, y que se obtiene sin el auxilio del diamante. No se conoce la acción del boro sobre el carbono puro.

Peso de un átomo de carbono. El gas óxido de carbono es un cuerpo binario, compuesto de 100 partes de oxígeno y cerca de 75 de carbono en peso, ó lo que es lo mismo, de 1 de oxígeno y de 0,75 de carbono; pero está compuesto de un átomo de oxígeno y de otro de carbono; luego en representando el peso del átomo de oxígeno con 1, el del átomo de carbono será 0,75.

El diamante es una cosa de lujo; puede servir para rayar los otros cuerpos, y sobre todo para cortar el vidrio.

DEL CARBON.

67. El carbon comun contiene carbono, hidrógeno, un poco de oxígeno, y mas ó menos cantidad de sustancias salinas que constituyen las cenizas. El carbon es siempre sólido, negro, sin olor ni sabor, frágil y mas ó menos poroso: las moléculas de que se forma son bastante duras para que con ellas se puedan pulir los metales: su peso específico es algo mayor que el del agua, sin embargo de que suele sobrenadar en ella, á causa del aire contenido en sus poros: si se deja algun tiempo en contacto con el agua, se desprende la mayor parte del aire, y entonces se precipita el carbon: este experimento se hace muy bien con una campana llena de agua y puesta boca abajo en el baño pneumato-químico.

El carbon es muy mal conductor del calórico. GUYTON DE MORVEAU demostró que el calórico atraviesa el carbon mas lentamente que la arena en razon de tres á dos: cuando se calienta fuertemente en vasos cerrados da cierta cantidad de un gas que parece compuesto de hidrógeno, de oxígeno y de carbono. BERTHOLLET probó que tambien se desprende azoe; en lo demas no hay fundicion ni volatilizacion del carbon. De los experimentos que hizo DAVY en el año de 1815 resulta, que el carbon mejor calcinado contiene apesar de esto una corta cantidad de hidrógeno, que nunca pasa de $\frac{1}{50000}$ del peso del carbon. Obra sobre la luz como todos los cuerpos opacos negros: es muy buen conductor del fluido eléctrico, y podria usar-

se para rodear con él el pie de los pararrayos, y facilitar de este modo el paso del fluido que han atraído de las nubes: expuesto á la acción de este fluido, se pone duro, pero no se trasforma en diamante como lo anunció tiempo hace un químico alemán. Mezclado con agua y ácido nítrico (agua fuerte) tiene el carbon la propiedad de desprender cierta cantidad de fluido eléctrico; y así se puede construir una *pila* con estas tres sustancias. GAUTHEROT hizo una con carbon y pirita de hierro (compuesto de azufre y de hierro).

Si despues de hecho ascua el carbon de box, se apaga en el mercurio, y se mete en gas oxígeno en una campana colocada en el baño hidrargiro-pneumático (baño de mercurio), se advierte que hay desprendimiento de calórico, absorcion de oxígeno y formacion de gas ácido carbónico, por baja que sea la temperatura. Una medida de carbon de box absorbe, segun TEODORO DE SAUSSURE, 9,25 medidas de gas oxígeno. Se observará el mismo fenómeno, si en lugar de hacer ascua el carbon, se le priva de todo el aire que contiene por medio de la máquina pneumática. Algunos gases, de que hablaremos despues, pueden ser absorbidos por el carbon, y en general *es tanto mayor la absorcion cuanto es mas baja la temperatura, mas fuerte la presion, el carbon menos pulverizado, mas seco y denso, á menos que no sea tal la densidad que los gases no puedan penetrar en sus poros.*

Propiedades esenciales. Cuando se introduce carbon, que presente uno ó dos puntos en ignicion, en una probeta llena de gas oxígeno, se combinan estos dos cuerpos, hay desprendimiento de calórico y de mucha luz, y se forma gas ácido carbónico, que cabalmente ocupa el mismo volúmen que ocupaba el gas oxígeno que entra en su composicion: tambien se forma una corta cantidad de agua que proviene de la union del oxígeno con el hidrógeno del carbon. El agua de cal que se ha echado en esta probeta, se altera y depone copos blancos, compuestos de ácido carbónico y cal. Lo mas extraño en este experimento es que el ácido carbónico que se ha obtenido ocupa precisamente un volúmen igual al del oxígeno que entra en su composicion. GAY-LUSSAC se ha aprovechado de este hecho para conocer la densidad del vapor del carbon, porque de otro modo es imposible fijarla directamente. Supone

que el gas ácido carbónico resultaba de un volúmen de gas oxígeno, y de un volúmen de vapor de carbono (1), condensados en uno solo: en cuyo caso la densidad del vapor del carbono debe ser igual á la del gas ácido carbónico, menos la del gas oxígeno ó á $1,5196 - 1,10359$, es decir $0,4160$.

Si se pusiera en contacto con gas oxígeno un exceso de carbon, y fuese muy alta su temperatura, resultaria una mezcla de gas ácido carbónico y gas óxido de carbono, productos cuya historia haremos al tratar de los cuerpos oxidados.

68. El carbon absorve el gas hidrógeno. Una medida de carbon de box puede, segun SAUSSURE, absorver 1,75 medida de este gas, que en lo demas no experimenta alteracion alguna, mas que una condensacion mas ó menos notable. Cuando se hace pasar gas hidrógeno sobre un carbon hecho ascua y metido en un tubo de porcelana, disuelve el gas una porcion de carbon, y resulta gas hidrógeno mas ó menos carbonado. No se conoce la accion del boro sobre carbon. El carbon fue particularmente el objeto de las indagaciones de LAVOISIER.

Usos. El carbon es una parte de la pólvora, de la tinta de imprenta y del acero: se usa mucho en las minas para quitar el oxígeno á los óxidos metálicos: se pulen con él varios metales; los pintores se sirven del carbon de bonetero para bosquejar sus dibujos. El carbon comun se emplea con buen éxito para quitar el mal olor y sabor á las sustancias vegetales y animales que comienzan á podrirse. Se puede hacer potable el agua impregnada de despojos de animales por medio de las fuentes clarificantes de SMITH y DUCOMMUN, que no son mas que filtros de carbon. Los toneles, carbonificados en lo interior conservan el agua en los navíos: la carne fresca pierde su mal gusto cuando se cuece en agua con cierta cantidad de carbon. A muchos líquidos se les puede quitar el color con esta sustancia; fenómeno cuyo descubrimiento se debe á LOWITZ. Algunos médicos usan del carbon como antipútrido. RECAMIER, que á veces lo administró felizmente en las fiebres biliosas remitentes, observó que tenia la propiedad de destruir el mal

(1) Ya se ha dicho § 2, que los cuerpos se combinan en volúmen en relaciones sencillas.

olor de las materias excrementicias. Hecho polvo y mezclado con azúcar, es muy buen dentrífico: mezclado con un mucílago y un aroma, es propio para hacer pastillas que corrigen el mal olor del aliento: se aconseja su uso para absorber la materia de los flatos y de la timpanitis: se puede emplear para limpiar las úlceras de mal carácter, bien que la quina tiene esta propiedad en grado superior. Ha surtido buen efecto en la tiña, aplicándolo sobre la cabeza del enfermo despues de haberla limpiado de las costras y lavado con agua de jabon. En general se debe lavar y tamizar el carbon antes de administrarlo: la dosis es de 20, 30, 40 granos, una dracma &c.: se hace tomar á los enfermos con el nombre de *magnesia negra*.

Extraccion. Es dificil en extremo obtener el carbono puro: las variedades del carbon del comercio contienen gas hidrógeno, sales, &c.: no obstante parece que se puede llegar á separar, por la accion del calor, casi todo el hidrógeno que se halla en los polvos de imprenta, cuerpo compuesto de este principio y de carbono. Ya diremos al hablar de los vegetales, los medios de tener las diferentes variedades de carbon.

DEL FÓSFORO. (1)

El fósforo no se ha hallado nunca puro en la naturaleza: entra en la composicion de varios productos minerales y animales: combinado con el oxígeno, el carbon, el azoe y el hidrógeno, constituye la lechada de carpa y una parte de la materia del cerebro y de los nervios: unido con el oxígeno y la cal forma la base de la porcion dura del esqueleto de los animales y de todas las partes huesosas. El fosfato de cal que se encuentra con tanta abundancia en Extremadura, (en Logrosan) y otros varios fosfatos metálicos, que se hallan en la naturaleza, contienen igualmente fósforo.

69. *Propiedades.* El fósforo es un cuerpo sólido, trasparente ó semitransparente, sin color, con algun brillo, flexible y bastante blando para ceder al cuchillo: se raya facilmente

(1) Fósforo, palabra griega, derivada de *Φῶς*, luz, y de *Φοσ* porta-luz.

con la uña; tiene un olor de ajo muy perceptible; parece insípido cuando es puro; su peso específico es de 1,770: no contiene carbono, si se ha purificado bien.

Si se pone fósforo en el fondo de una redoma que tenga agua, y se levanta la temperatura hasta 43 grados del termómetro centígrado, se funde y es transparente como un aceite blanco: si se deja enfriar muy lentamente, conserva su transparencia y se pone sólido: por repentino que sea el enfriamiento, nunca se pone negro, si es puro: si se rompe la película que se forma en su superficie al tiempo en que va á fijarse, y se dejan escurrir las partes todavía líquidas, cristalizan las otras en agujas ó en octaedros. Si cuando está fundido en agua caliente, se agita mucho tiempo la redoma que lo contiene, se convierte en un polvo mas ó menos fino, que se usa en la medicina: puesto á una temperatura mas alta, se volatiza el fósforo y se puede destilar. Este experimento se hace en una retorta á que se adapta un recipiente que contenga agua; se introduce un poco de fósforo y de agua en la retorta, y se coloca de manera que su pico entre en el líquido del recipiente, y volatilizado asi el fósforo, se puede condensar sin el contacto del aire que lo encenderia.

La luz solar cambia en rojo el color blanco del fósforo puro encerrado en agua privada de aire, en aceite de olivas, en espíritu de vino, en éter &c.; sin que pase el fósforo al estado de ácido. Lo mismo se verifica cuando se pone el fósforo bajo una campana vacía, ó en el vacío de un barómetro; en este último caso se deponen en pagitas brillantes contra la superficie interior de la campana. Entre los diferentes rayos que componen el espectro prismático de la luz solar, el morado es el que produce mas pronto este fenómeno, y asi el fósforo se pone rojo mas pronto en vasijas de vidrio de color morado, que en las que son de color rojo ó encarnado. VOGEL probó que en estas circunstancias diferentes pasa el fósforo al estado de óxido rojo. Pero ¿como se ha de concebir la oxidacion del fósforo en el vacío? La llama azul del azufre y la llama blanca del fuego blanco de los indios no producen en él ninguna cosa semejante. El fluido eléctrico obra sobre el fósforo, que está en contacto con el aire, lo mismo que el calórico.

70. El gas oxígeno no ejerce acción alguna sobre él á una temperatura que no pase de 27° y en la presión ordinaria de la atmósfera; pero si se disminuye la presión al mismo tiempo que el termómetro señale 20° , 15° , 10° , ó 6° , el fósforo se combina con el gas, arde y aparece luminoso en la oscuridad. Este fenómeno es tanto mas notable, cuanto mayor es la disminución de presión: é igualmente se produce bien cuando se introduce fósforo en el vacío barométrico con algunas burbujas de gas oxígeno; sin embargo de que no se produce si la temperatura está á $5^{\circ} + 0$ ó mas abajo. Si se aumenta la presión en vez de disminuirla, solo se combina el oxígeno con el fósforo á una temperatura mas alta que los 27° . Por último, tambien puede verificarse la combustion del fósforo en este gas por debajo de 27° , cuando se mezcla el gas con mayor ó menor cantidad de azoe, de hidrógeno, ó de ácido carbónico, que obran del mismo modo que la disminución de presión. La mayor parte de estos pormenores se deben á BELLANI DE MONZA.

Propiedades esenciales. Si se funde el fósforo en una copela, y se introduce en una probeta de pie llena de gas oxígeno, se desprende mucho calórico y luz: el fósforo absorbe y pone sólido al oxígeno y resulta una nube densa de color blanco, que no es mas que el ácido fosfórico capaz de enrojecer la tintura de girasol. Una porcion del fósforo empleado pasa al estado de óxido rojo, y cubre ó barniza lo interior de la copela. Este ácido y este óxido son los únicos productos que resultan de la acción directa del fósforo sobre el gas oxígeno: se conocen no obstante otros varios compuestos de fósforo y de oxígeno que se obtienen por medios indirectos, como son los ácidos hipo-fosforoso, fosforosos, fosfático y fosfórico oxigenado.

El fósforo puesto en contacto con el gas hidrógeno, pasa con una rapidez al color rojo, y la parte interior de los frascos que lo contienen se cubren de cristales rojos estrellados; una porcion de fósforo se disuelve por el gas, que se trasforma en gas hidrógeno fosforado: los cristales rojos son óxido de fósforo formado á expensas del oxígeno del agua contenida en el gas (VOGEL). No se conoce la acción del boro sobre el fósforo; lo mismo sucede respecto á la del car-

bono puro; no obstante muchos químicos han admitido un fósforo de carbono de color rojo. Después de haber hecho BOUDET un gran número de experimentos sobre este asunto, cree que todas las sustancias que se han considerado hasta él como fósforos de carbono, quizá no son mas que el óxido rojo de fósforo; sin embargo piensa que puede verificarse la combinacion de estos dos cuerpos. BRANDET fue quien descubrió el fósforo en 1669.

Peso de un átomo de fósforo. Si admitimos con THOMSON que el ácido hipofosforoso es un cuerpo binario compuesto de 100 partes de fósforo y 66,66 de oxígeno (1), ó lo que es lo mismo, de 1,5 de fósforo y 1 de oxígeno: y si suponemos con el mismo autor que este ácido resulte de la union de un átomo de oxígeno con un átomo de fósforo, el peso del átomo de este último será 1,5.

Usos. Se emplea para hacer el análisis del aire, y para la construccion de los eslabones fosfóricos, ó preparaciones para encender repentinamente las pajuelas. Entre los medios que se han propuesto para hacer estas preparaciones, el mas sencillo es llenar de agua á 70° ú 80° un frasquito pequeño de cristal, é introducir en él menudos fragmentos de fósforo: estos se funden, ocupan la parte inferior del frasquito y hacen salir el agua: cuando ha salido la mayor parte de esta, se halla el frasquito casi lleno de fósforo fundido; entonces se deja enfriar teniéndolo en el agua y tapándolo cuando esté frio. Siempre que se quiere usar de este instrumento se mete en el frasquito la punta de una pajuela azufrada para despegar algunas moléculas de fósforo; se frota esta punta sobre un tapon de corcho, se levanta por este medio su temperatura, y se enciende el fósforo.

Accion del fósforo en la economía animal. El fósforo en corta dosis se debe mirar como un excitante volátil poderoso, cuya accion es muy pronta, muy intensa, aunque poco durable: aumenta la actividad de todos los sistemas de

(1) Este resultado no conviene con el que ha obtenido Dulong, el cual considera el ácido hipofosforoso como compuesto de 100 partes de fósforo y 37,44 de oxígeno.

la economía animal, y principalmente del sistema nervioso. Los experimentos de ALFONSO LEROY, PELLETIER y BOUTTATZ prueban que irrita los órganos de la generacion, y despierta singularmente el apetito venéreo. Administrado como conviene puede ser útil en las enfermedades asténicas agudas ó crónicas, en que no conviene excitar sino momentáneamente; pero de una manera muy intensa: asi es que su uso ha tenido efecto en las fiebres atáxicas y adinámicas, con extrema postracion de fuerzas vitales, en las diferentes complicaciones de las mismas fiebres, en las fiebres intermitentes tenaces, en las afecciones de reumatismo y de góta, en la supresion de reglas, la cloris y las infiltraciones con atonía de la fibra; pero particularmente en las enfermedades nerviosas, como la apoplegia, el síncope, la parálisis, las convulsiones epilépticas, la manía, la cefalalgia tenaz, la góta serena y la cardialgia. La dosis de este medicamento no debe pasar de un grano en las 24 horas, y se deben desechar las preparaciones en que solo está suspendido, como son las píldoras, lookes, los electuarios, las emulsiones, las conservas &c. El modo mas conveniente de administrarlo es disuelto en éter sulfúrico, añadiéndole un poco de aceite destilado aromático. Se debe suspender su uso si causa ardor en el estómago, ú ocasiona vómitos. Tomado en fuerte dosis ocasiona todos los síntomas de una inflamacion viva, á la que se sigue una muerte pronta.

Estraccion. Se toma fosfato ácido de cal en consistencia de jarabe (compuesto de cal y de ácido fosfórico: este está formado de oxígeno y fósforo); se mezcla bien con la cuarta parte de su peso de carbon pulverizado, se calienta la mezcla en una paila de hierro fundido hasta que esté seca; asi se mete en una retorta de barro duro enlodada, que se pone en un horno de reverbero, y cuyo cuello entra en una alarga de cobre, cuya extremidad llega al fondo de un bocal ó redoma grande que tiene un tapon con dos agujeros, y contiene bastante cantidad de agua: dichos dos agujeros dan paso, el primero á la alarga, y el otro á un tubo derecho de dos ó tres pies de largo, por el que se desprenden los gases, y que por consiguiente no ha de entrar en el líquido: se enlondan las juntas, y se acumula bien en

ellas el iodo: cuando está seco, se va calentando por grados la retorta, de suerte que esté rojo ó hecha ascua al cabo de dos horas: entonces se comienza á desprender gas óxido de carbono y gas hidrógeno carbonado (1). Entonces se llena el horno de carbon encendido para no exponerse á que hienda la retorta, y como dos horas despues se comienza á obtener fósforo que va á condensarse en el agua, y gas hidrógeno fosforado, y gas óxido de carbono que se desprende. Estos fenómenos se comprenderán fácilmente acordándose de que el carbon descompone el ácido fosfórico apoderándose de su oxígeno á una temperatura alta, y que la mezcla que se emplea contiene agua, que continúa descomponiéndose. El desprendimiento de estos gases sigue mientras dura la operacion, que se termina al cabo de 24 á 30 horas; y es la señal mas segura de que está bien hecha: si se llegase á flojar el calor, se levanta la temperatura añadiendo un tubo largo de estufa á la chimenea del horno. Al fin de la operacion se halla el fósforo, parte en el agua, y parte en la alarga y en el cuello de la retorta: este último es menos puro, menos fundible, opaco y rojizo. Se toman distintas porciones de fósforo enfriado, se ponen en una piel de gamuza; se le hace un nudo atándola con fuerza, y alli se comprime con unas tenazas dentro del agua casi hirviendo: el fósforo se funde, y sale por los poros de la piel: entonces es trasparente, y se puede poner en barras; para lo cual se mete verticalmente un cabo de un tubo cilíndrico de vidrio en la masa de fósforo cubierta de agua, se chupa con la boca por el otro cabo del tubo, al que sube el fósforo fundido, y cuando haya llegado á la mitad ó las tres cuartas partes de su altura, se tapa con el dedo índice el cabo inferior sin sacarlo del agua; se mete en agua fria para que se enfríe, y no queda mas que hacer sino sacar la barra ó cilindro de fósforo sólido del tubo de vidrio. En estas operacio-

(1) Estos gases provienen en parte del agua que contiene el fosfato ácido de cal, que descompone el carbon: tambien se forma gas hidrógeno carbonado á costa del hidrógeno que entra en la composicion del carbon.

nes es necesario evitar con el mayor cuidado que el fósforo fundido tenga contacto con el aire, porque se inflamaria y corre el que opéra los mayores riesgos. Suele no ser puro el fósforo que se obtiene por este medio, en cuyo caso es necesario destilarlo poniéndolo en una retorta que contenga agua, y condensándolo en un recipiente casi lleno del mismo líquido.

DEL AZUFRE.

El azufre debe colocarse entre las sustancias simples. Los ingeniosos experimentos de M. H. DAVY y de BERTHOLLET hijo, se dirigen á probar que contiene hidrógeno, oxígeno y una base particular que todavía no se ha conseguido separar.

71. El azufre es una sustancia muy repartida en la naturaleza: se encuentra nativo particularmente en las cercanías de los volcanes: unas veces cristalizado en octaedros, otras en masa ó en polvo fino: tambien se encuentra combinado con metales, como en las piritas de hierro, de cobre &c. Es parte de los sulfatos de cal (yeso), de magnesia (sal de Epsom), y de todos los otros sulfatos, sales muy comunes: finalmente entra en la composicion de la materia del cerebro, y de algunas aguas minerales.

El azufre es sólido, de color amarillo de limon, sin olor, insípido, trasparente ú opaco, segun esté ó no cristalizado. Es duro y tan frágil que basta el mas ligero golpe para romperlo: su fractura es brillante; y su peso específico es de 1,99. Cuando se pone á la accion de un calor suave, ó se aprieta entre las manos cruje y suele romperse. Se funde á la temperatura de 104° (centíg.) y se pone rojizo. Si se hace esta operacion en un alambique de vidrio, puesto sobre baño de arena, no tarda mucho en sublimarse el azufre y va á condensarse en la parte superior en cristalitos sedosos, de un hermoso color amarillo, que se llaman *flores de azufre sin lavar*: estas se han de agitar en agua para separar el ácido sulfuroso soluble que contienen, y que proviene de la combinacion de una porcion de azufre con el oxígeno del aire contenido en el alambique. Si el azufre se ha fundido en un crisol y se deja enfriar lentamente, se observa que se forma una película en

la superficie, y que haciendo un agujero en esta costra sólida, se pueden vaciar por él las porciones interiores, que estan todavía fluidas, y entonces se encuentran cristalizadas en agujas amarillentas todas las partes adherentes al crisol. Si cuando el azufre está fundido en crisol, se continúa calentándolo sin el contacto del aire, y se decanta en agua fria para fijarlo, toma un color rojo de jacinto, se pone pegajoso como la cera, y se puede usar de él para sacar los dibujos ó sellos de piedras grabadas: como que despues se endurece mucho al enfriarse.

La luz que atraviesa por los cristales de azufre, experimenta una doble refraccion. Frotando el azufre se presenta en él el *fluido eléctrico resinoso* y toma olor: es probable que se pueda atribuir á la presentacion de este fluido en las moléculas del azufre, la dificultad que se halla en separarlas del almirez en que se han machacado: el agua que sirve en este caso para que se desprendan, obraria apoderándose del fluido eléctrico.

72. El gas oxígeno no ejerce sobre el azufre accion alguna notable á la temperatura ordinaria; propiedades esenciales si se introduce en él un pedazo de azufre, que presente uno ó dos puntos en ignicion, en una probeta con pie llena de este gas, lo absorbe con desprendimiento de calórico y de una luz blanca azulada, y pasa al estado de gas ácido sulfuroso, que se reconoce fácilmente en su olor picante, lo mismo que el del azufre que se funde al contacto del aire. Por otros medios indirectos pueden obtenerse otros tres compuestos de oxígeno y azufre; á saber, el ácido hipo-sulfuroso, el sulfúrico y el sulfúrico oxigenado.

El gas hidrógeno puede disolver el azufre con el auxilio del calórico y producir gas ácido hidro-sulfúrico (gas hidrógeno sulfurado). Esto se puede demostrar llenando una campana de gas hidrógeno, metiendo en ella azufre y haciendo que dé encima de él el foco de un espejo ustorio que reciba los rayos del sol; y tambien haciendo pasar gas hidrógeno por azufre puesto en un tubo de porcelana hecho ascua: bien que no se usa de ninguno de estos medios para preparar el gas ácido hidro-sulfúrico; de que trataremos mas adelante. El boro se combina lentamente con el azufre fundido que toma color de aceituna.

73. No se conoce la acción del carbono puro sobre el azufre; pero no sucede lo mismo al carbon calcinado. Estos dos cuerpos se pueden combinar y dar origen á dos compuestos que podrán llamarse *proto-carburo* y *percarburo* de azufre.

Experimento. Se meten en un tubo de porcelana fragmentos de carbon fuertemente calcinado; se pone en un horno de reverbero F (Véase est. 11, fig. 65), de suerte que esté un poco inclinado y que se le pueda rodear de carbones. Al cabo A de este tubo, que tiene un tapón agujereado, se adapta una retorta de vidrio C que contiene azufre, al otro cabo se halla una alargadera L que entra en un recipiente tubulado R, que contiene agua, y está rodeado de hielo: del túbulo de este recipiente parte un tubo encorvado S, que va hasta el fondo de un frasquito vitubulado M que contiene agua hasta la mitad de su altura, y que también está rodeado de hielo; el otro túbulo de este frasco da salida á un tubo encorvado X, destinado para conducir los gases bajo las campanas llenas de agua ó de mercurio, y puestas boca abajo sobre un baño. Se calienta el tubo de porcelana hasta que esté hecho ascua: despues se pone fuego bajo la retorta C; se volatiliza el azufre, pasa por el tubo de porcelana, se combina en parte con el carbon, y da un líquido que se condensa en el fondo del agua del recipiente R, y de la que se halla en el frasco M: este líquido es *proto-carburo de azufre*; la alargadera se halla que contiene una materia morena sólida, que no es mas que azufre ligeramente carburado. Finalmente se obtiene en la campana destinada para recoger los gases, gas hidrógeno oxicarbonado, gas ácido hidro-sulfúrico, y una porcion de carburo de azufre en vapor. Se concebirá fácilmente la formacion de estos gases, acordándose de que el carbon mejor calcinado contiene hidrógeno, que lo mismo sucede respecto al azufre, segun los experimentos de DAVY y de BERTHOLLET hijo; en cuanto al oxígeno piensa THENARD que proviene del agua que tienen los tapones de los vasos. Acabada la operacion se deshâce el aparato y se hecha en un embudo, cuyo pico se tapa con el dedo, el líquido contenido en el recipiente R y en el frasco M; y muy luego se perciben dos capas, una inferior, mas pesada, formada por el *proto-carburo de azufre*, y la otra por el agua; se quita el dedo á fin de dejar salir, y recoger en un

vaso la mayor parte del *proto-carburo de azufre*, que precisamente debe salir el primero.

Proto-carburo de azufre. Es líquido, trasparente, amarillento: si se destila depone azufre y se trasforma en *per-carburo*.

Per-carburo de azufre (*líquido de Lampadius*.) Es trasparente, sin color, de olor fétido, de sabor acre, y cuyo peso específico es de 1,263; hierve á 45° del centígrado, no lo descomponen el calórico, á cualquiera temperatura que se ponga; no deja pasar al rojo el fósforo puro con que se pone en contacto, lo que se puede atribuir, segun VOGEL, al azufre que entra en su composicion, y es muy avido de oxígeno; porque cuando se reduce á vapor y se mezcla con este gas, se apodera de él luego que se hace pasar una corriente de fluido eléctrico, se inflama con viveza, detona, y se trasforma en gas ácido carbónico y en gas ácido sulfuroso. VAUQUELIN que hizo un análisis exacta de este *per-carburo*, le halló formado de 14 á 15 partes de carbono y de 86 á 87 de azufre. Segun BERZELIUS, sus partes constituyentes son 84,83 de azufre y 15,17 de carbono. Si se quiere determinar su composicion con el cálculo, suponiendo que esté formado de 2 átomos de azufre y de 1 átomo de carbono se hallarán 84,21 de azufre, y 15,79 de carbono, resultando que se acerca mucho al de BERZELIUS (1). Los descubrió LAMPADIUS en el año de 1796, y se ha descrito despues con el nombre de *líquido de LAMPADIUS*. Hay tambien otros compuestos de azufre y carbono, que son sólidos, y en que entra este último principio en muy corta cantidad.

74. El *fósforo* se puede combinar con el azufre en diferentes proporciones, y resultan productos mas fundibles que el fósforo. Para obtener estos *fosfuros*, se comienza por hacer fundir un poco de fósforo en un tubo, luego se introduce en él un poco de azufre: hecha la combinacion, lo que se conoce en el ruido que la acompaña, se le añade un nuevo

(1) En efecto el átomo de azufre pesa 2 como se dirá mas adelante; el peso de un átomo de carbono es 0,75 (*vease carbono*): de donde se sigue que el carburo debe contener 4 de azufre (2 átomos) y 0,75 de carbono (ó 1 átomo), ó lo que es lo mismo, 100 de azufre y 18,75 de carbono ú 84,21 de azufre y 15,79 de carbono.

pedizo de azufre. Si se operase con algunos adarines de fósforo y de azufre, tan seco como sea posible, se verificaria una detonacion viva con desprendimiento de calor y de gas ácido hidro-sulfúrico, y el fosfuro que se forma enrojceria la tintura de girasol. Estos hechos se concebirán fácilmente reflexionando que el fósforo retiene siempre agua que se descompone; su hidrógeno forma con una parte del azufre gas ácido hidro-sulfúrico, y el oxígeno se apodera de una porcion de fósforo y forma ácido-fosfórico. VOGEL observó que el fosfuro de azufre, expuesto al sol bajo el agua, no se pone rojo sino cuando se ha combinado la mayor parte del azufre con el hidrógeno del agua que se descompone.

Peso de un átomo de zulfre. Si admitimos con THOMSON que el ácido sulfuroso es un cuerpo binario compuesto de 100 partes de azufre y otras 100 de oxígeno, y si suponemos con el mismo químico, que este ácido está formado de un átomo de azufre y dos átomos de oxígeno, es evidente, puesto que el átomo de oxígeno se representa con 1, que el átomo de azufre debe pesar 2.

Usos. El azufre es una parte constituyente de la pólvora: se preparan con él las pajuelas, y los ácidos sulfuroso y sulfúrico de que se hace gran consumo en las artes. El azufre parece ser un excitante de las funciones del sistema exhalante; y así se emplea con felicidad en la curacion de la sarna, las herpes y la tiña: se aplica en forma de unguento preparado con manteca de puerco ó con cerato. A veces tambien para curar la sarna se usa de un linimento hecho con partes iguales de azufre y de la cal viva, perfectamente trituradas é incorporadas en aceite de olivas ó de almendras dulces. Tomado interiormente se mira el azufre como purgante en la dosis de una á tres dracmas; pero en corta cantidad se debe considerar como un excitante, particularmente en las afecciones crónicas del pulmon y de las vísceras abdominales. Se administra con extractos, ó en forma de bolos, de pastillas de electuario, ó en suspension en la leche: la dosis es de 12, 20, 40, 72 granos por dia. Se emplea tambien en forma de *bálsamos*, que no son otra cosa sino azufre disuelto en aceites esenciales; y así se dan de 20 á 24 gotas de *bálsamo de azufre terebentinado*, de *bálsamo de azufre anisado*: finalmente es parte de las famosas píldoras de MORTON, que con

tanta frecuencia empleó en la tisis pituitosa, y que no parece surten buen efecto sino en los catarros crónicos.

Extraccion. Se obtiene el azufre, 1.º de las sustancias terreas que lo contienen: 2.º de los sulfuros de hierro ó de cobre.

Primer medio. Se ponen estas sustancias en potes de barro cocido, cubiertos con un tubo que va á parar, inclinándose, á otros potes cubiertos, cuyo fondo con agujeros está encima de una tina ó cubeta de madera llena de agua: se calientan los potes que contienen las materias sulfurosas, se funde el azufre, se volatiliza, y se va á condensar al agua de la tina: entonces se llama *azufre en bruto*, y contiene todavía materias terreas: se *sublima* y se obtiene en barras.

Sublimacion. Se pone el azufre en bruto en una caldera de hierro fundido que comunique con una pieza de fábrica por medio de un capitel, tambien de fábrica; se calienta la caldera; se funde el azufre, se reduce á vapores, que entran en la pieza ó cuarto que está frio, pasa al estado de líquido, corre por el piso ó suelo que está inclinado, y sale por un agujero hecho en la parte mas baja, en donde hay dispuestos moldes de madera cilindricos en que se condensa: el aire de la pieza, enrarecido por el calor del vapor del azufre, sale por una abertura hecha en la bóveda, y tapada con una válvula que se abre hácia afuera. Si la pieza es grande, y se suspende la operacion por la noche, se enfriaria el vapor, pasaria al estado sólido, y se obtendrian flores de azufre adheridas á las paredes de la pieza.

Segundo. *Extraccion del azufre* de los sulfuros de hierro y de cobre. Sirve principalmente este último, que contiene siempre sulfuro de hierro. Se pone sobre una capa de leña mucha cantidad de fragmentos de sulfuro mezclados con arcilla, y colocados de manera que formen una pirámide truncada, en medio de la que se deja un conducto vertical por el que se meten tizones encendidos: la leña arde, se calienta el sulfuro y bien pronto sube la temperatura lo bastante para que absorva y condense con prontitud el oxígeno del aire: entonces pasan al estado de óxidos el cobre y el hierro; una porcion de azufre se trasforma en gas ácido sulfuroso, que se desprende; otra porcion se volatiliza y va á *condensarse* en las cavidades hechas en lo alto de la pirámide: el mineral que queda se compone de óxido de cobre, de óxido de hierro y de

un poco de sulfuro, sobre el que no ha obrado el oxígeno ni el aire. Mas adelante veremos que sirve para la extracción del cobre.

DEL IODO.

El iodo, derivado de *ἰωδης*, *violaceus*, ó de color de violeta, es un cuerpo simple descubierto en estos últimos tiempos por COURTOIS, y que tambien se ha hallado puro en la naturaleza: es parte de las aguas madres de la sosa que se saca de ciertos *fucus* ó plantas marinas y se llaman sosa de VARECK.

75. El iodo es sólido á la temperatura ordinaria: se presenta en forma de laminitas de color negruzco, con brillo metálico, poco consistentes y que tienen el aspecto de la plomagina: su olor es análogo al del cloruro de azufre (licor de THOMSON): su peso específico es de 4,946: destruye los colores vegetales; da color amarillo á la piel y al papel; pero este color desaparece pronto.

Propiedad esencial. El iodo puesto en contacto con el calorico, se funde, y basta para ello la temperatura de 107° (centíg.) se volatiliza hácia el 175° y esparce vapores violados muy hermosos (1), que se percibe fácilmente poniendo cierta cantidad de iodo sobre una chapa de hierro bien caliente, ó en un balon ó globo de vidrio que se haga calentar. Cuando se recogen estos vapores bajo una campana, ó en un recipiente, se advierte que se condensa para formar de nuevo las láminas cristalinas que se han dicho antes. La luz no altera el iodo: es *electro-resinoso* cuando se expone el ácido hidriódico (compuesto de iodo é hidrógeno) á la acción de la pila eléctrica el iodo pasa, como el oxígeno al polo positivo. El gas oxígeno no se puede combinar con él directamente; sin embargo existe un producto que daremos á conocer con el nombre de *ácido iódico*, que se forma de oxígeno y de iodo. El gas hidrógeno no tiene acción alguna sobre el iodo en frio; pero á la temperatura roja puede combinarse con él, y producir gas ácido hidriódico. La acción del boro y del carbono puro sobre el iodo no está todavía conocida: el carbon no tiene ninguna.

(1) La densidad de este vapor es de 8,695.

76. El fósforo se une al iodo en diferentes proporciones: tan pronto con desprendimiento de calor y de luz, como produciendo solo calor. Cuando se ponen juntas en un tubo de vidrio una parte de fósforo y ocho partes de iodo, se obtiene un fosfuro de color rojo anaranjado oscuro, fundible hacia el 100° , y volátil á una temperatura mas alta: nos valdremos de este fosfuro al tratar de la preparacion del ácido hidriódico.

77. El azufre forma con el iodo, mediante un corto calor, una combinacion débil, negruzca, fundible, cristalizable y de la cual se desprende el iodo destilándola con agua.

Peso de un átomo de iodo. Segun GAY-LUSSAC el ácido iódico está compuesto de 100 partes de oxígeno y 781,25 de iodo, ó lo que es lo mismo, de 5 de oxígeno y de 15,625 de iodo. Suponiendo con este químico que el ácido de que hablamos está formado de cinco átomos de oxígeno y un átomo de iodo, es claro que el peso del átomo de iodo es 15,625, puesto que el del átomo de oxígeno es 1.

El iodo no tiene usos: en la dosis de una dracma ó dracma y media causa la ulceracion de la membrana mucosa del estómago y la muerte.

Extraccion. Se toman las aguas madres de la sosa de diferentes especies de algas, (*fucus*) llamada sosa de VARECK, que segun los experimentos de GAULTIER DE CLAUBRY contiene cierta cantidad de hidriódato de potasa (1); se las concentra y se hechan en una retorta con cierta cantidad de ácido sulfúrico concentrado; se adapta al cuello de esta retorta un balón vitubulado, y se calienta suavemente: muy pronto descompone el ácido sulfúrico, al hidriódato, y aun al ácido hidriódico: el iodo se volatiliza en forma de vapores morados, y va á condensarse al cuello de la retorta, ó en el recipiente, en hojuelas ó láminas cristalinas azuladas, que basta lavar en agua, que contenga un poco de potasa, para que queden puras; despues se secan comprimiéndolas entre dos hojas de papel; segun GAULTIER el *fucus saccharinus* da mas iodo que las otras especies que analizó él mismo.

(1) Compuesto de potasa y ácido hidriódico; este último está formado de iodo é hidrógeno.

DEL FTORO Ó FLUOR.

78. La mayor parte de los químicos están en el día acordes en considerar al ácido fluórico, según los experimentos de H. DAVY, como compuesto de hidrógeno y de un radical particular al que se ha dado el nombre de *fluor*. AMPERE que es el primero que ha anunciado la composición del ácido fluórico, quiere que su radical se llame *ftoro*, del adjetivo griego φθόριος, *deletereo*, que tiene la virtud de arruinar, de destruir, de corromper: y en efecto, este cuerpo que suponemos simple, goza exclusivamente de la propiedad de destruir todas las vasijas en que se pone, y de formar con el hidrógeno ácido hidro-ftórico (fluórico), el cual es sumamente caústico.

Hasta ahora no se ha podido obtener puro el ftoro; tal es su acción sobre las vasijas que le contienen; sin embargo vamos á exponer algunos hechos capaces de dar algunas ideas acerca de su historia. El ftoro se halla en la naturaleza combinado con el calcio ó con el aluminio; estos *ftoruros* se han conocido con los nombres de *fluato de cal* ó *espatofluor*, y *fluato de alumina*: todos los compuestos que llaman los Químicos *fluatos secos* están formados de ftoro y un metal. Unido con el boro por medios particulares, constituye un ácido que se debe llamar ftoro-bórico y que hasta ahora se ha llamado *fluobórico*: con el siliceo forma otro ácido llamado ftoro-silícico (ácido fluórico con silex.) Estos ácidos no contienen ni oxígeno ni hidrógeno. El ftoro parece que tiene menos afinidad con muchos metales que el cloro; sin embargo se combina enérgicamente con ellos, y forma compuestos binarios neutros. Lo mismo que el cloro y oxígeno, goza el ftoro de propiedades eléctricas resinosas, y por consiguiente le atrae el fluido vítreo de la *pila*. Es inalterable al aire. AMPERE piensa que debe ponerse entre el cloro y el iodo.

DEL CLORO (gas muriático oxigenado.) (1)

El cloro es un cuerpo simple, que sin razon, se ha mirado hasta estos últimos tiempos como formado de ácido muriático y de oxígeno. Nunca se halla puro en la naturaleza; pero se suele encontrar unido á los metales en estado de *cloruro* ó de *hidroclorato*. Cuando se trata de separar el cloro de los compuestos que lo contienen, se obtiene en estado *gaseoso*, y así conviene examinarlo en este estado.

DEL CLORO GASEOSO.

79. El cloro es un gas amarillo verdoso. *Propiedad esencial.* De sabor desagradable, de un olor picante, y que ahoga de tal manera que es imposible respirarlo, aunque esté mezclado con aire, sin experimentar un ahogamiento y opresion de pecho, á que se siguen dolores vivos, á veces hemoptísis, y siempre se ponen espesas las mucosidades que tapizan las *vias aereas*. Su peso específico es de 2,470: en lugar de enrojecer la tintura de girasol, como hacen los ácidos, la destruye, poniéndola pajiza. *Propiedad esencial.* Apaga las velas, despues de hacer tomar á la llama un aspecto pálido al principio y despues rojo.

Expuesto á la accion del calórico en vasos cerrados, no experimenta el cloro gaseoso alteracion alguna cuando está perfectamente seco. *Experimento.* (fig. 51.) Si se mete en una redoma grande A, puesta sobre el hornillo F, la mezcla necesaria para que se desprenda *cloro gaseoso*, y se adapta á esta redoma por medio de un tapon agujereado, un tubo T encorvado como conviene, que entra en un largo cilindro de vidrio C, lleno de cloruro de calcio (muriato de cal seco): materia capaz de absorver toda la humedad contenida en el cloro; si de la extremidad T de este cilindro sale otro tubo S encorvado de manera que pueda meterse en un cañon de porcelana vacío, colocado en el horno de reverbero M, y se le rodea de carbon; en fin, si de la extremidad E del cañon de porcelana sale un

(1) Cloro derivado de $\chi\lambda\omega\rho\sigma$ verde, ó que tira á verde.

tercer tubo R, que vaya á dar á una campana P, puesta en el baño pneumato-químico, se podrá demostrar la asercion que acabamos de establecer. Efectivamente se comienza por encender el carbon que está en el horno de reverbero para que se haga ascua el cañon de porcelana; cuando esté bien encendido, se calienta ligeramente la redoma A; se desprenderá el cloro, atravesará el cilindro de vidrio C, cederá su humedad al *cloruro de calcio*, por el cual ha de pasar para ir al cañon de porcelana hecho ascua; despues pasará por el tubo R para llenar la campana P sin que haya padecido la menor alteracion. Cuando en lugar de calentar este gas, se le enfria, no muda de estado, si está perfectamente seco: á lo menos resiste á un frio de 50° bajo cero; pero si está humedo se congela sobre cero, y se parece en sus ramificaciones al hielo que se forma sobre las vidrieras cuando hiela.

El cloro gaseoso perfectamente seco no experimenta accion alguna de parte de la *luz*: si contiene agua, se descompone esta, el cloro se une al hidrógeno para formar ácido hidro-clórico (ácido muriático), y el otro principio constituyente del agua, esto es; el oxígeno, se desprende en parte, mientras que otra parte forma con el cloro ácido-clórico (GAY-LUSSAC). La *pila* eléctrica mas fuerte no altera el cloro: si se espone á la accion de este agente, disuelto en agua el cloro, se descompone esta y el cloro se va con el oxígeno del agua descompuesta al polo vítreo: lo cual prueba que es *electro-resinoso*. El gas oxígeno no ejerce accion alguna sobre él: hay sin embargo cuatro combinaciones de oxígeno y de cloro que daremos á conocer.

8o. El gas hidrógeno se puede combinar con el cloro y producir un ácido que se designará con el nombre de ácido *hidro-clórico* (muriático). El experimento debe hacerse á la luz del dia, ó á una temperatura alta, porque no sale bien á la temperatura ordinaria, ni en un lugar oscuro. *A la luz del dia*. Hágase llegar cloro gaseoso seco, por medio del *cloruro de calcio*, á un frasco tubulado lleno de aire, y muy luego se precipitará el cloro á causa de su peso y echará todo el aire: ciérrese despues de haber sacado poco á poco el tubo: llénese de gas hidrógeno, seco por el mismo medio, un balon ó globo de vidrio tubulado lleno de mercurio y cu-

ya capacidad sea igual á la del frasco: si despues de quitar el tapon á este, se introduce en su gollete el cuello del balon dispuesto de manera que ajuste bien á su tubo ó boca, y se rodean de betun las partes que forman la comunicacion de estos dos instrumentos, se advertirá que mediante la luz del dia, se verifica pronto la mezcla de los dos gases: al cabo de algunos dias pierde el cloro el color, y no quedará en el aparato mas que un volúmen de gas ácido hidro-clórico, igual al de los dos gases empleados: será este trasparente; no tendrá color, será *fumante* al aire, y enrojecerá la tintura de girasol. El cloro no perderá completamente el color, si hácia el segundo ó tercero dia no se expone el aparato por 20 á 25 minutos á la accion directa de los rayos del sol. *A una temperatura alta.* Si se llena un frasco, que contenga agua de una mezcla hecha con partes iguales de cloro y de hidrógeno gaseoso, y se inflama con una vela encendida, se verifica inmediatamente detonacion y formacion de un humo blanco que indica la existencia del gas *ácido hidro-clórico* (muriático). Si la mezcla de estos dos gases se mete en un frasco tapado, y que se ponga á la luz del sol, se produce de repente una detonacion viva, se rebienta el frasco, y corre mucho riesgo el que le pone al sol, si el frasco no está enteramente rodeado con una servilleta, y sino se coloca, que es lo mejor, en un local en que se deje entrar la luz clara como se quiera, ó bien los rayos del sol. A GAY-LUSSAC y THENARD se deben estos experimentos importantes.

El boro y el carbono puro no ejercen accion alguna sobre el cloro gaseoso seco, sea qualquiera la temperatura: se ve esto claramente poniendo boro y carbono puro en un cañon de porcelana, y haciendo pasar por él una corriente de cloro por medio del aparato descrito al tratar de la accion del clórico sobre este cuerpos §. 79. Si en lugar de carbono puro se pone en el cañon de porcelana carbon comun, se apodera el cloro del hidrógeno que contiene el carbon y se forma gas ácido hidro-clórico mientras el carbon tiene hidrógeno: lo mismo sucede en la temperatura ordinaria, si se meten en un frasco lleno de cloro fragmentos de carbon comun.

81. *Propiedad esencial.* Cuando se pone en una probeta llena de cloro gaseoso, un pedácito de *fósforo* se advierte á pocos

instantes que hay desprendimiento de calórico y de luz y se levantan vapores blancos, espesos, formados por el *deuto-cloruro de fósforo*: en efecto, el cloro pasa del estado de gas al estado sólido, y se combina con el fósforo, y por eso desaparecen el calórico y la luz que lo tenían en estado de gas. *Propiedades del deuto-cloruro de fósforo*. Este cuerpo, que algunos químicos conocen con el nombre de *ácido cloro-fosfórico*, es sólido, blanco como la nieve, sumamente volátil: enrojece el papel de tornasol enteramente seco; descompone el agua con mucha rapidez; y efectivamente, el cloro se apodera del hidrógeno para formar ácido hidro-clórico, al paso que el fósforo se une al oxígeno, y pasa al estado de ácido fosfórico. Se obtiene metiendo un exceso de cloro gaseoso seco en una retorta que contenga fósforo tambien seco. Hay otro *cloruro de fósforo* que tiene menos cloro. *Propiedades del proto-cloruro de fósforo*. Es líquido, no tiene color; es trasparente, *fumante*, de ningun modo ácido cuando está puro, recién preparado, y no absorvido la humedad del aire: el hierro lo descompone á una temperatura alta, apoderándose al mismo tiempo del cloro y del fósforo, y se forma fosfuro y cloruro de hierro. Empapando en este líquido un pedazo de papel de estraza arde como el fósforo luego que se espone al aire. Si se mezcla con agua, se descompone esta de repente, apoderándose su hidrógeno del cloro para formar ácido hidro-clórico; y el oxígeno se apodera del fósforo y lo hace pasar al estado de ácido fosforoso: los mismos fenómenos se observan, si se espone al aire húmedo, y atrae la humedad: en este caso enrojece el papel teñido de girasol; pero no lo enrojece si está enteramente privado de agua, y si está el papel bien seco. Se obtiene como el anterior, escepto que se emplea menos cloro. Segun DULONG está formado de 100 partes de fósforo y de 327,6 de cloro; al paso que el deuto-cloruro se compone de 100 de fósforo y de 549,1 de cloro.

82. El azufre pulverizado se combina con el cloro gaseoso en todas las temperaturas, y resulta constantemente un cloruro líquido conocido con el nombre de *licor de Thomson*, quien lo descubrió; es de color rojo oscuro, muy volátil, y tiene un olor picante en extremo desagradable: no enrojece el papel de girasol perfectamente seco; pero si se le

agita con agua, la descompone, pasa al estado de ácido hidrocórico, y de ácido sulfuroso ó sulfúrico, capaces de enrojecer fuertemente este color: su peso específico á 10° es de 1,7.

THOMSON cree que se compone de un átomo de azufre (cuyo peso es 2) y de un átomo de cloro que pesa 4,5; ó lo que es lo mismo, de 100 partes de cloro y 44,44 de azufre empeso.

83. Si se eleva la temperatura en una campanita encorvada que tenga cloro gaseoso y iodo se obtienen dos compuestos conocidos con los nombres de *cloruros de iodo*: si predomina el iodo, es el producto rojo, y en el caso contrario es amarillo. DAVY considera al cloruro de iodo como un ácido particular que ha denominado *cloroiódico*, y que goza de las propiedades siguientes: es muy volátil, delicuescente, y soluble en el agua: y la disolucion destruye poco á poco los colores azules vegetales, y aun quita el color á la disolucion sulfúrica del añil.

El descubrimiento del cloro se debe á SCHEELLE, quien le llamó *ácido muriático deflogisticado*.

Peso de un átomo de cloro. El gas protóxido de cloro se compone de 100 partes de cloro y 88,88 de oxígeno; ó lo que es lo mismo de 4,5 de cloro y 4 de oxígeno: y suponiendo como lo hace THOMSON que este gas esté compuesto de 1 átomo de cloro y de 4 átomos de oxígeno, el peso de un átomo de cloro será 4,5, pues el del oxígeno se representa por 1.

Usos. Se sirven de él principalmente para curar ó blanquear los lienzos, y para desinfectar el aire corrompido por los miasmas: dejaremos para la química vegetal y animal las menudencias relativas á su uso en estas circunstancias. Respirado puro, es excesivamente irritante el cloro gaseoso, y no tarda en dar la muerte. Mezclado con el aire excita la tos y causa una afección catarral, á que sigue á veces la hemoptísis; así es que no se usa nunca en este estado. Disuelto en el agua obra como irritante si la disolucion es concentrada: por eso no tardan en morir los animales que la han tomado en cierta cantidad, y se halla despues de su muerte una viva inflamación en los tejidos del canal digestivo con los que ha estado en contacto. Parece no obstante que puede

ser útil en ciertas circunstancias si se administra como conviene. BRAITHAWATE dice que usó de él con buen éxito en la escarlatina y en otras flegmasías cutáneas agudas: hacia tomar en el día dos dracmas de cloro líquido dilatadas en 8 onzas de agua; bien que preferia el uso de las fricciones en la garganta. ESTRIBAUD usó de él con buen efecto en la dosis de 6 á 8 dracmas, con los prisioneros españoles que tenían fiebres pútridas. NYSTEN lo administró con ventaja en estado líquido, en las diarreas y disenterias crónicas que parecen sostenidas por el estado de atonía de la membrana mucosa intestinal: finalmente, THENARD y CRUCEL reconocieron que las inmersiones de las manos en este líquido bastan para curar la sarna mas inveterada.

Hace ya mucho tiempo que este último autor anunció las ventajas de este medicamento en la mordedura de los animales rabiosos: y ahora últimamente ha publicado BRUGNATELLI unas observaciones que se dirigen á confirmar su utilidad en aquella afección.

Extraccion. Se pone en una redoma, á la que se adapta un tubo encorvado, peróxido de manganeso pulverizado y ácido hidro-clórico líquido concentrado; se levanta un poco la temperatura, y se obtiene cloro gaseoso, y proto-hidrociorato de manganeso. Se puede hacer llegar este cloro gaseoso, por medio de un tubo derecho á un frasco lleno de aire, y al instante será desalojado este, que es mucho mas ligero que el cloro, ó bien se puede recoger bajo campanas llenas de agua; bien que en este caso disuelve el agua una parte del gas. *Teoría.* El ácido hidro-clórico y el peróxido se pueden representar por

Acido hidro-clórico + hidrógeno + (cloro).

Manganeso + oxíg. + oxígeno + oxíg.

Proto-hidro-clorato.

Agua.

Se descompone una porcion de ácido y todo el óxido; el hidrógeno se combina con la mayor parte del oxígeno del óxido y forma agua; el cloro queda aislado; y el ácido no descompuesto, se une al protóxido de manganeso que resulta

de esta descomposicion. La preparacion en grande del cloro se hace de otro modo (V. estampa 9, fig. 57): se pone sobre el baño de arena un matraz D, con su tapon que tiene dos agujeros; se pone en este matraz una mezcla en polvo de 4 partes de sal comun, y una parte de peróxido de manganeso cristalizado en agujas, y que no contenga fluato de cal: de este matraz sale un tubo encorvado T que entra en la corta cantidad de agua que contiene el frasco F: otros dos tubos encorvados *tt*, hacen comunicar los vasos A, B, con el frasco F; y el último tubo encorvado S sirve para conducir el gas á las campanas llenas de agua: finalmente los tubos derechos *xxx* son de seguridad: los vasos A, B, contienen agua, y el primero está rodeado de hielo. Dispuesto así todo, y agujereados los tapones con las bocas ó agujeros necesarios para dar paso á los tubos, se enlodan todas las juntas, y se va introduciendo poco á poco, por medio de un tubo en S encorvado VE, una mezcla preparada de antemano con dos partes de ácido sulfúrico concentrado y dos partes de agua: se calienta suavemente, se desprende el cloro en estado de gas, atraviesa el agua del primer frasco, pasa al segundo, se disuelve en él agua, y cuando está saturada esta, pasa al tercero &c. Al fin de la operacion se halla en el matraz sulfato de sosa, y proto-sulfato de manganeso. *Teoría.* El ácido sulfúrico descompone el hidro-clorato de sosa (sal comun), se apodera de la sosa y el ácido hidro-clórico que queda libre, ejerce su accion sobre el peróxido de manganeso, como se ha dicho antes.

DEL AZOE (1)

El azoe es un cuerpo simple muy repartido en la naturaleza, que hace parte de casi todas las sustancias animales, de un gran número de sustancias vegetales, de todos los nitratos, y de todas las sales amoniacales: se halla en estado

(1) Azoe, nombre griego derivado de α privativo, y de $\zeta\omega\iota$ vida, que priva de la vida.

de gas en la atmósfera, de la cual compone casi las cuatro quintas partes, y en el gas amoniaco: cuando está puro es siempre gaseoso.

DEL GAS AZOE.

84. El gas azoe no tiene color ni olor; es trasparente, y mas ligero que el aire atmosférico: su peso específico es de 0,96913: este gas refracta la luz, y su potencia refractiva es de 1,03408. El fluido eléctrico no ejerce sobre él accion alguna química. El gas oxígeno no se puede combinar directamente con el azoe, sino cuando se hace pasar por entre los dos mezclados una gran cantidad de chispas eléctricas, y entonces se forma ácido *azooso*, designado impropriamente con el nombre de *ácido nitroso*: pues al contrario se produce ácido nítrico si se le añade agua ó deutóxido de potasio, sustancias con que tiene mucha afinidad el ácido nítrico. Tambien se pueden obtener otros cuatro compuestos de oxígeno y azoe; á saber, el protóxido y el deutóxido de azoe, y los ácidos hipo-nitroso y nítrico oxigenado; pero estos no resultan nunca de la accion directa de los dos gases que los componen. El gas hidrógeno no puede combinarse directamente con el gas azoe; bien que hay circunstancias particulares en que se unen íntimamente estos dos cuerpos y forman el gas amoniaco.

El *carbono puro* no tiene accion sobre el azoe: el carbon comun lo absorbe con desprendimiento de calórico: segun TEODORO DE SAUSSURE, una medida de carbon de box absorbe 7,5 medidas de gas azoe. GAY-LUSSAC dió á conocer en estos últimos tiempos un gas compuesto de carbon y de azoe, al que llamó *cyanógeno* (engendrador de azul), y que describiremos en el artículo *Acido hidro-cyánico* (prúsico).

85. El fósforo perfectamente blanco pasa á rojo en el gas azoe, se funde fácilmente, y se tapiza interiormente el frasco de cristales rojos estrellados (Memoria de VOGEL), y se forma gas azoe ligeramente fosforado. Unos 12 cuartillos de gas azoe pueden disolver un grano de fósforo. Puesto en contacto con el gas oxígeno el gas azoe fosforado, se descompone inmediatamente, cede el fósforo al oxígeno para formar ácido fosforoso, y vuelve al estado de azoe. El azufre no se combina con él iodo ni el cloro: no obstan-

te hay combinaciones de iodo y de azoe, de cloro y azoe conocidas con los nombres de *ioduro* y de *cloruro* de azoe, de las que no debemos ocuparnos, porque no son el resultado de la acción directa de estos dos cuerpos sobre el azoe. (Véase artículos *amoníaco*, é *hidro-clorato de amoníaco*.)

Propiedades esenciales. Se podrá distinguir fácilmente el gas azoe, de todos los que se conocen en el dia, en los caractéres siguientes: 1.º que no tiene color; 2.º que apaga los cuerpos encendidos; 3.º que no enrojece la tintura de girasol; 4.º que no se disuelve en el agua; 5.º que no enturbia el agua de cal.

Peso de un átomo de azoe. El protóxido de azoe se compone de 100 partes de azoe y de 56,93 de oxígeno en peso; ó lo que es lo mismo, de 1,75 de azoe y de 1 de oxígeno; pero es así que en el protóxido de azoe hay un átomo de oxígeno y otro de azoe; luego el peso de este último átomo será 1,75.

Usos. El gas azoe se emplea para conservar ciertas sustancias que absorben fácilmente el oxígeno del aire; por ejemplo, el potasio y el sodio. El gas azoe causa asfixia á los animales que lo respiran, porque se opone á la trasformacion de la sangre venosa en sangre arterial: se hace difícil la respiracion; se experimentan vértigos y cefalalgia; los labios y el semblante toman un color cárdeno, y á estos síntomas se sigue una pronta muerte si se continúa respirando este gas. La asfixia que causan los lugares comunes, conocida con el nombre de *plomo*, proviene á veces de este gas. Se aconseja que se haga respirar gas azoe mezclado con aire en las enfermedades caracterizadas por una actividad muy grande de la circulacion y de la respiracion; pero no se sabe todavía hasta qué punto puede ser ventajoso este medio.

Extraccion. 1.º Se inflama fósforo en una cantidad determinada de aire; este cede todo su oxígeno, y queda el azoe solo: para esto se pone fuego á un pedacito de fósforo puesto sobre un pedazo de ladrillo, que se coloca antes sobre la plancha del baño pneumato-químico. Este ladrillo debe estar bastante alto para que esté el fósforo fuera del agua del baño, y por consiguiente en contacto con el aire. Luego que se enciende el fósforo se cubre con una campana grande llena

de aire atmosférico cuya boca entra en el agua del baño: el fósforo que solo está en contacto con el aire de la campana, se apodera de todo su oxígeno, pasa al estado de ácido fosfórico, que se presenta en forma de una nube muy densa, y se produce gran cantidad de calórico y de luz: el aire, dilatado por el calor, se desprende en parte en burbujas voluminosas: al cabo de uno ó dos minutos se apaga el fósforo, y está concluida la operacion. Se deja el aparato en la misma situacion, y se advierte que sube el agua en la campana hasta que esta queda fria enteramente, el ácido fosfórico se disuelve completamente y lo interior de la campana, antes nebuloso y muy opaco, recobra su transparencia. El gas azoe que queda sobre el agua, se debe agitar algun tiempo con ella para limpiarlo de un poco de ácido fosfórico que podria retener, sobre todo para descomponer una porcion de gas azoe fosforado que se forma siempre en esta operacion, y que agitado abandona el fósforo. 2.º Se puede obtener el gas azoe muy puro haciendo pasar una corriente de cloro gaseoso por entre amoniaco líquido puesto en un frasco: (el amoniaco se forma de azoe é hidrógeno); el cloro se apodera del hidrógeno, forma ácido hidro-clórico, que se une con una porcion de amoniaco, y el azoe queda solo. (V. estampa 9, fig. 58.) A es el balon de donde se desprende el cloro; B es un frasco que contiene un poco de agua, que sirve para quitar á este gas las materias extrañas solubles; C contiene el amoniaco líquido; S es el tubo que conduce el gas azoe bajo la campana.

Despues de haber explicado los cuerpos simples no metálicos, pasaremos á examinar los productos que pueden formar combinándose entre sí.

ARTÍCULO II.

De la combinacion de los cuerpos simples no metálicos entre sí.

86. El oxígeno se puede unir con cada uno de estos cuerpos simples, y formar óxidos ó ácidos: los primeros son en número de siete: el óxido de hidrógeno (agua), el gas

óxido de carbono, el óxido rojo de fósforo, los gases protóxido y deutóxido de cloro, y los gases protóxido y deutóxido de azoe. Los otros, en número de diez y ocho, son: los ácidos bórico, carbónico, hipo-fosforoso, fosforoso, fosfático, fosfórico, fosfórico oxigenado, hipo-sulfuroso, sulfuroso, sulfúrico, sulfúrico oxigenado, iódico, clórico, clórico oxigenado, pernitroso, azooso (nitroso), azótico (níttrico), y níttrico oxigenado. Puesto el ftoro en ciertas y determinadas circunstancias, es susceptible de unirse al boro y al hidrógeno, y dar origen á los ácidos ftoro-bórico, é hidro-ftórico.

El hidrógeno se puede combinar con algunos de estos elementos y formar compuestos binarios, como son los ácidos hidro-ftórico (fluórico) hidro-clórico, hidriódico, é hidro-sulfúrico, el óxido de hidrógeno (agua), los gases, hidrógeno, carbonado, fosforado y azoado: este último es el amoniaco.

Al examinar la accion de los elementos no metálicos unos sobre otros, nos limitaremos á indicar la existencia de los compuestos de que acabamos de hablar, reservándonos consagrar á su explicacion, que es de la mayor importancia, dos secciones particulares. No sucede lo mismo respecto de otros compuestos binarios, en que no entran el oxígeno, el hidrógeno, el ftoro: pues la mayor parte de ellos ofrecen poco interes, y asi hemos tenido por conveniente describirlos al tratar de cada cuerpo simple. Vamos pues á hacer la enumeracion.

El boro se puede combinar con el azufre. (V. §. 74.)

El carbon se une en ciertas circunstancias con el azufre, y con el azoe. (V. §. 73 y 84.)

El fósforo se combina con el azufre, con el iodo, el cloro, y el azoe. (V. §. 74, 76, 81 y 85.)

El azufre se une con el cloro y el iodo, (V. §. 77, y 82).

El iodo se puede combinar con el cloro y con el azoe. (V. §. 84 y 85.)

Finalmente, el cloro se puede unir tambien al azoe. (V. §. 85.) Ahora deberiamos describir los compuestos que forma el oxígeno y cada uno de los otros cuerpos simples; pero como el aire atmosférico hace un gran papel entre los agentes químicos, y lo consideran algunos fisicos como una simple mezcla casi enteramente formada de gas oxígeno y

de gas azoe, nos parece útil hacer aqui su historia, y mas cuando conocemos ya los principales elementos que le constituyen.

DEL AIRE ATMOSFERICO.

87. El aire atmosférico no se encuentra en la naturaleza sino en estado gaseoso: constituye, como lo indica su nombre, la atmósfera. La análisis mas esmerada no ha demostrado hasta el dia en el aire puro mas que gas azoe y gas oxígeno, gas ácido carbónico, agua, fluido eléctrico, y la luz y calórico necesarios para mantener estas sustancias en estado gaseoso. (V. Análisis del aire al fin de la obra). Con todo eso es fácil de preveer que se deben encontrar frecuentemente en la atmósfera otras materias diferentes de las que se acaban de expresar, por ejemplo, todas las que diariamente se volatilizan de la superficie de la tierra.

88. *Propiedades físicas.* El aire atmosférico es fluido, invisible cuando está en corta cantidad, insípido, sin olor, pesado, comprimible y perfectamente elástico. *Fluidéz del aire.* Esta propiedad, que no es necesario probar, es un resultado de la disolucion de los principios constituyentes del aire en el calórico. *Invisibilidad del aire.* Las moléculas de este fluido son tan ténues, que no pueden reflectar bastante cantidad de rayos luminosos para hacerse perceptibles al lado de otros objetos que reflectan muchos: cuando se acumulan bastantes capas de aire es mas notable la reflexion, y se hace visible el fluido, como por ejemplo, en la porcion azul que se llama cielo. *Falta de sabor y olor.* No se puede afirmar que el aire puro sea insípido y sin olor: tal vez tiene sabor y olor, cuyas impresiones en nuestros órganos son nulas por efecto de la costumbre. *Peso del aire.* ARISTÓTELES fue uno de los primeros que observó que una vejiga llena de aire pesaba mas que estando vacía. GALILEO hizo ver mucho tiempo despues, introduciendo aire en un vaso, que el peso de este era mayor cuanto mas aire se le introducía. Finalmente TORRICELLI, discípulo de GALILEO, y el ilustre PASCAL hicieron experimentos ingeniosos que pusieron fuera de duda el peso del aire. Despues de esta breve exposicion de la historia del descubrimiento del peso del

aire, vamos á probar: 1^o que el aire es pesado; 2^o que pesa en todos sentidos. *Experimentos.* A. Hágase el vacío en un globo grande de vidrio, y nótese su peso: pésese de nuevo despues de llenarlo de aire, y pesará mas. B. Cuando se hace el vacío en una campana colocada en la máquina pneumática, se ve que no es posible levantarla, porque el aire exterior pesa con fuerza sobre la parte exterior de ella: si se le deja entrar el aire, se llena de él la campana, y entonces se puede levantar con la mayor facilidad, porque el fluido aeriforme que tiene dentro se pone, por su resorte, en equilibrio con la coluna del fluido exterior. C. Si se toma un tubo de vidrio, cerrado herméticamente por una de sus extremidades, de unas 30 pulgadas de largo y de 6 á 8 líneas de ancho, y se llena de mercurio por la extremidad abierta, se advertirá, tapando ésta con el dedo, y poniendo boca abajo el tubo en un baño lleno de este metal, que el mercurio baja en parte luego que se quita el dedo; que la mayor parte queda en el tubo y hay oscilacion en él por algun tiempo, y que al fin se detiene como á la altura de 28 pulgadas: en este instrumento el peso de la coluna de mercurio hace equilibrio al peso de la coluna de aire, el cual, si por alguna causa se hace mas pesado, sube el mercurio en el tubo una, dos, tres, ó cuatro líneas; si al contrario, se disminuye su peso, baja la coluna de mercurio. Si en lugar de usar de este metal se usa de un líquido, cerca de catorce veces mas ligero, como es el agua, subirá esta catorce veces mas; lo que se comprenderá fácilmente, si se atiende á que el peso de la coluna de aire que causa la ascension es el mismo. Conforme á estos principios se construyó el barómetro, instrumento muy útil, cuyo objeto principal es indicar las variaciones que experimenta el peso del aire. D. Tambien podremos dar como prueba del peso del aire el hecho siguiente. El mercurio que contiene el tubo barométrico de que se trata, sube menos sobre la cima que al pie de un monte, porque si está al pie, es mucho mayor la cantidad ó capa de aire que pesa sobre le metal. PERRIER fue el primero que hizo este experimento sobre el Puy-de-Dome por encargo de su amigo el célebre PASCAL. Se ha encontrado, por medio de experimentos

exactos, que dos cuartillos de aire á la temperatura de cero, y á la presión que corresponde á una columna de 28 pulgadas de mercurio, poco mas ó menos, era de 24 granos. Véase ahora un experimento que prueba la presión del aire en todos sentidos: si se toma un tubo de vidrio semejante al anterior de que acabamos de hablar, que presenta además una abertura lateral hácia la mitad de su longitud, y se tapa perfectamente esta abertura con un pedazo de vejiga mojada, y atada al rededor del tubo, se verá, después de haberlo llenado de mercurio, y puesto como se dice en el experimento precedente, que rompiendo la vejiga con un alfiler, se introducirá el aire con fuerza en el tubo, ejercerá una presión *lateral*, dividirá la columna de mercurio en dos porciones, la una, comprimida *de abajo hácia arriba*, ira á tocar en la parte superior del tubo; y la otra, empujada *de arriba hácia bajo*, se precipitará en el baño.

Compresion del aire. El aire se puede comprimir: en este caso se estrecha y disminuye de volúmen á proporcion del peso que cargue sobre él; de suerte que el volúmen del aire está en razon inversa de la presión que sufre. *Experimento.* Tómese un tubo de vidrio ABC (fig. 52) encorvado en B, abierto en A, cerrado herméticamente en C, y fijado sobre una tabla graduada convenientemente de uno y otro lado del tubo: introdúzcase en él por la abertura A un poco de mercurio, que llenará la curvatura y ocupará los dos brazos del tubo poniéndose á nivel: en este estado, el aire que contiene el brazo BC hace equilibrio con su resorte á la columna de aire de toda la atmósfera, que pesa sobre el mercurio del brazo AB. Supongamos que esta presión sea igual á la que presentase una columna de mercurio de igual diámetro, y que tuviese 28 pulgadas de altura: entonces el aire del brazo BC comprimido, 1^o por las 28 pulgadas de mercurio: 2^o por la atmósfera, que representará el mismo peso, no ocupará mas de la mitad del volúmen primero. Si se añade mercurio hasta la altura de 84 pulgadas (esto es, tres veces 28), el aire del brazo BC, comprimido 4 veces mas que lo estaba al principio, porque es necesario añadir todavía el peso de la atmósfera, no ocupará mas que la cuarta parte de su primer volúmen, y el mercurio subirá en el bra-

zo chico hasta F. Este experimento se debe á BOYLE y á MARIOTTE. *Elasticidad del aire*. Si despues de hacer el experimento precedente, hace salir una porcion del mercurio contenido en el brazo AB, se verá que el aire que habia estado comprimido en el brazo BC, se dilata: luego es elástico.

89. *Propiedades químicas del aire*. Expuesto el aire atmosférico á la accion del calor se dilata en la proporcion indicada §. 21.; pero no sufre descomposicion alguna. La luz lo atraviesa y se refracta: se designa por 1,00000 su potencia refractiva, y se compara con ella la fuerza refringente de los otros fluidos elásticos. El aire seco no es conductor del *fluido eléctrico*, pero le da paso cuando está húmedo. Sujeto por mucho tiempo á la accion de las chispas eléctricas, se transforma en ácido azótico (níttrico), que no es mas que una combinacion de oxígeno y de azoe: este experimento no sale bien, sino se añade agua ú otro cuerpo con que se pueda combinar el ácido.

90. El gas oxígeno no hace mas que mezclarse con el aire atmosférico. Casi todos los cuerpos, cuya explicacion precede, lo descomponen en frio ó en caliente, le quitan el oxígeno, y queda libre el azoe. El gas hidrógeno no le hace experimentar alteracion alguna en frio: pero si se levanta la temperatura, se apodera del oxígeno, con el que forma agua y queda separado el azoe. Este hecho se puede probar haciendo los experimentos referidos en el artículo *hidrógeno*, con la diferencia de substituir al gas oxígeno el aire atmosférico; y como este no contiene mas que 21 por 100 de gas oxígeno, será necesario, para obtener efectos análogos, emplear tres ó cuatro partes de aire para una de gas hidrógeno: asi se hallará el gas oxígeno en la proporcion de una á dos; proporcion necesaria para que se forme agua. Tambien se puede añadir el experimento siguiente: póngase en una redomita que tenga tapon oradado, por el que entre un tubo largo estirado en la lámpara de esmaltar por su extremidad superior la mezcla propia para dar gas hidrógeno: al cabo de dos ó tres minutos, cuando se haya desprendido el aire que contenia la redomita, acérquese una vela encendida al gas que sale por la extremidad adelgazada del tubo, y se encenderá este gas produciendo un chorro luminoso que durará tanto como dure el desprendimien-

to del gas hidrógeno: este aparato se conoce con el nombre de *lámpara filosófica*. Habria peligro en aplicar la vela encendida al gas hidrógeno antes de expeler el aire atmosférico, porque este hace que detone el gas contenido en la redoma.

91. Cuando se pone *boro* en contacto con el aire atmosférico á un calor rojo, cede este su oxígeno, queda separado el azoe, y se forma ácido bórico *sólido*: tambien hay en este experimento desprendimiento de calórico y de luz: en frio no hay accion entre estos dos cuerpos. El *carbono puro* ó el diamante no padece alteracion alguna por parte del aire á la temperatura ordinaria; pero si se ponen los diamantes en el foco de un espejo ustorio, bajo campanas llenas de aire, y se calientan fuertemente al contacto de este fluido, absorven el oxígeno, y se trasforman en gas ácido carbónico. Los académicos de Florencia, por encargo de Cosme III, gran duque de Toscana, para que examinasen este fenómeno, llegaron á conocer en el año de 1694 que se consumia el diamante colocado en el foco de los rayos luminosos. El *carbon* absorve el aire atmosférico á la temperatura ordinaria, y hay desprendimiento de calórico y formacion de ácido carbónico. La inflamacion espontánea de las carbonerías, que se verifica á veces cerca del agua, proviene principalmente de la absorcion del aire atmosférico y de la humedad que él mismo contiene. Cuando se levanta la temperatura del carbon expuesto á la atmósfera, absorve el oxígeno, se consume y solo deja ceniza: mientras dura esta operacion hay desprendimiento de calórico y de luz, y formacion de gas ácido carbónico, y queda separado el azoe del aire. Si la temperatura fuese muy alta, y hubiese exceso de carbon, se produciria mucha cantidad de gas óxido de carbon.

92. El *fósforo* que á la temperatura ordinaria no ejerce accion alguna sobre el gas oxígeno, lo ataca el aire atmosférico seco ó húmedo. *Experimento*. Méntanse en una *probeta* llena de mercurio y puesta boca abajo en el baño hidrargiro-pneumático cien partes de aire atmosférico; méntase despues en la misma un pedacito de fósforo humedecido, y en el momento disolverá el azoe una parte pequeña del fósforo, y se apoderará de ella el oxígeno para formar ácido fosfático, que se presentará en forma de vapor, que no tardará mucho en quedar disuelto por el agua. Si se hace el experimento en la oscuri-

dad, se percibirá una luz débil, y cuando se termine, no quedarán en la campana mas que las 79 partes de gas azoe del aire empleado, que contienen en disolucion un átomo de fósforo. Ahora se puede concebir por que el gas oxígeno puro no trasforma el fósforo en ácido fosfático á la temperatura ordinaria, mientras que el aire atmosférico tiene esta propiedad; y es porque este tiene gas azoe, que, segun los experimentos de BELLANI, aparta las moléculas del fósforo, las disuelve y favorece su union con las del gas oxígeno. Si el aire atmosférico estuviese seco, lo descompondria tambien el fósforo á la temperatura ordinaria; pero se detendria la descomposicion al cabo de cierto tiempo, porque no pudiendo ser disuelto el ácido fosfático que se forma, cubriria el fósforo no atacado, é impediria que se hallase en contacto con el aire, como lo ha demostrado THENARD. Resulta de los nuevos experimentos que ha hecho VOGEL que nunca se forma ácido carbónico en la operacion que se acaba de describir. La accion del *aire* sobre el *fósforo* á una temperatura alta es la misma que la del gas oxígeno, á excepcion de que es menos viva, y que hay en ella gas azoe que queda separado (§. 70).

93. El azufre no tiene accion sobre el aire atmosférico, sino cuando está fundido: entonces se apodera de su oxígeno, da una llama azulada y se trasforma en gas ácido sulfuroso, que tiene un olor excesivamente picante, y queda separado el gas azoe. El *iodo* es inalterable al aire. El *cloro* y el *azoe* gaseoso se pueden mezclar con el aire atmosférico en todas proporciones, sin ejercer sobre él la menor accion química. *Composicion y análisis del aire.* (Vease *Curso de Análisis*, al fin del 2º tomo.) *Extraccion.* Se puede llenar de aire un frasco, llenándolo primero de agua, vaciándolo en la atmósfera, y tapándolo despues.

ARTÍCULO III.

De las combinaciones del oxígeno con los cuerpos simples examinados antes.

Los compuestos cuyas propiedades debemos estudiar, son óxidos ó ácidos: vamos á comenzar por los primeros, que son siete: esto es, el óxido de hidrógeno (agua), el gas óxido de carbono, el óxido rojo de fósforo, el protóxido y deutóxido de cloro, y el protóxido y el deutóxido de azoe.

DE LOS OXIDOS NO METALICOS.

Estos óxidos no enrojecen la infusion de girasol á excepcion del protóxido de cloro, ni pueden formar sales cuando se unen con los ácidos. Vamos á tratar desde luego de aquellos cuyo cuerpo simple tenga mas afinidad con el oxígeno.

1.º Del óxido de hidrógeno (agua.)

El agua es un líquido muy repartido en la naturaleza: en estado sólido constituye el hielo ó la nieve, que se halla siempre sobre los montes altos y bajo los polos: en estado líquido cubre gran cantidad de la superficie del globo; bien que nunca es pura: el agua del mar, de los rios &c. contiene siempre sustancias extrañas: finalmente en el estado de vapor hace el agua parte de la atmósfera.

94. *Propiedades físicas.* El agua pura es un líquido transparente, sin color ni olor, capaz de mojar y de disolver innumerable cantidad de cuerpos. Su peso se ha examinado con cuidado: á la temperatura de $4+0$ (cent.) $\frac{1}{200}$ de azuñbre pesa 18 granos. ¿El agua es comprimible? Esta cuestion no nos parece perfectamente decidida: así que vamos á referir cuatro hechos de los cuales los dos primeros parece que prueban que no es comprimible, mientras que no se pueden explicar los otros dos, sino suponiéndola comprimible. 1.º Los académicos de Florencia, despues de haber llenado de agua una esfera de oro, la comprimieron de manera, que perdió su forma y se disminuyó su capacidad; pero en lugar de comprimirse el agua, no pudiendo caber toda, resudó por los poros del metal, y se

juntó en la superficie. 2º Si se echa agua en el brazo BC del tubo de MARIOTTE (fig. 53.) y se echa mercurio en el brazo AB, no experimentará el líquido compresion alguna, aun cuando tenga siete pies la columna de mercurio, ni se disminuirá su volumen; fenómeno opuesto al que dimos á conocer hablando del aire: 3º El agua trasmite los sonidos: luego es elástica; y la elasticidad ¿no supone que es comprimible? 4º Introdúzcase agua, privada del aire, en un cuerpo de bomba de cristal muy grueso y fuerte; bájese de repente y con fuerza el embolo para que reciba el agua un choque violento, y si el experimento se hace á lo oscuro, se percibirá luz: este hecho de que ha dado noticia DESAIGNES, se explica fácilmente admitiendo que el agua ha sido comprimida, y que se ha hecho luminoso el calórico desprendido al acercarse sus moléculas.

95. Antes de hablar de las propiedades químicas del agua, vamos á demostrar por medio de un experimento complicado y exacto, que se forma de oxígeno y de hidrógeno, y por consiguiente que es errónea la opinion de ARISTÓTELES y de los antiguos filósofos, que la miraban como elemento. Tomaremos de THENARD la descripcion del aparato en que se debe hacer el experimento (V. la estampa 8. B, fig. 1.ª globo de vidrio de capacidad de 20 á 24 cuartillos.)

cc, birola de cobre pegada con betun al cuello del globo.

c' c', pieza de cobre asegurada sobre la birola cc, á la que se hallan soldados tres conductos de cobre, cada uno con su llave de fuente, esto es:

1º El conducto *ddf* que termina en una bolita que tiene un agujero por el cual apenas puede pasar una aguja muy fina.

2º El conducto *d' d'*.

3º El conducto *d'' d''*, fig. 2ª

mm' brazo de cobre encorvado por abajo, que termina en una bolita de cobre *m'*, y que se destina para hacer pasar las chispas eléctricas de *m'* en *f*.

oo, Tapon de cobre que entra con frotamiento en la pieza de cobre *c'c'*, y atravesado por el tubo de vidrio *PP*, fig. 3.ª, como lo es el mismo por el brazo *mm'* al que sirve de aislador, se une el brazo *mm'* al tubo, y el tubo al tapon con betun.

$vv' vv'$, fig. 1.^a, tubos huecos de vidrio que comunican con los tubos dd y $d'd'$, y que contienen agua hasta el punto de estar sus bolas llenas hasta la mitad.

$n'n'$ columnas de madera que sirven para mantener los tres conductos soldados á la birola cc' del globo por medio del tornillo $u'u$ tambien de madera.

hh' , fig. 2.^a tubo flexible de cuero barnizado que se adapta al tubo $d''d''$ por la extremidad h' , y á la plancha de la máquina pneumática por su extremidad de vidrio h .

CAC , fig. 1.^a gasómetro destinado para medir la cantidad de gas oxígeno que se introduce en el globo, y compuesto de las piezas siguientes.

L , campana grande graduada de vidrio, movable y sostenida por el contrapeso K mediante un cordón que pasa sobre las poleas ii

E , cilindro interior de hierro barnizado, redondeado en la parte superior, y cerrado por todos lados.

CC , cilindro exterior, separado del cilindro E por un intervalo gg , de unos 12 centímetros, que se llena de agua para hacer el experimento.

$g'g'$, fondo de la cavidad circular gg .

aa , borde del cilindro exterior que sirve para recibir el agua, cuyo nivel se levanta al paso que la campana L baja entre los dos cilindros.

y , llave de fuente colocada inmediatamente por cima del fondo $g'g'$, y que sirve para vaciar el agua contenida en la cavidad circular gg .

y' cañon horizontal con su llave, que sirve para introducir el gas oxígeno en la campana L , por medio del cañon vertical u' con el que comunica.

y'' otro cañon horizontal con su llave, que se adapta por una parte al cañon vertical u' , y por la otra al cañon ss' que va al conducto $d'd'$.

PP , pie derecho de cobre fijado al cilindro exterior por el tornillo nn , y que sirve para sostener las poleas ii .

zz , tornillos que se destinan para mantener el instrumento á nivel.

a fig. 4.^a, extremidad cónica del tubo zz que entra con frotamiento en una cavidad b cónica, donde se mantiene con un tornillo circular hueco C .

Asi se adapta el tubo SS' á los tubos $y'' dd'$; el tubo TT á los tubos x' , dd , fig. 1.^a; y el tubo hh' al tubo $d''d''$, fig. 2.^a

$C'A'C'$ fig. 1.^a, gasómetro semejante en todo al gasómetro CAC , destinado para conducir el gas hidrógeno, y que comunica con el globo B por el conducto $x'' TT''$.

Por esta disposicion se concebirá fácilmente el modo de hacer el experimento. Se llena la campana L de gas oxígeno, lo que se hace con mucha facilidad adaptando al cañon y' el pico de una retorta de que se hace salir este gas, y teniendo cerrada la llave y'' . Se tiene cuidado de poner pesas en el platillo K para levantar la campana L al paso que se va llenando de gas, y mantener el equilibrio entre la presión interior y la de la atmósfera. Después de llenar del mismo modo la campana L' de gas hidrógeno, se hace el vacío en el globo B adaptando la extremidad h' del cañon flexible hh' al cañon $d''d''$ y la extremidad h del mismo cañon á la plancha de la máquina pneumática. Hecho el vacío, y cerradas las llaves $e''e''$ y y'' , se abren poco á poco las llaves e y y' , y pasa al instante el gas de la campana L al globo y lo llena. Al paso que se verifica este efecto, se baja la campana; después se la llena de nuevo de gas oxígeno como se acaba de decir: hecho esto, y abiertas las llaves y'' y e , se hacen pasar continuamente chispas eléctricas de m' á f , poniendo la parte superior del brazo mm' en comunicacion con la máquina: después de cerrar la llave x' se abren las llaves x'' y e' , y se aprieta con bastante fuerza con las manos sobre la campana L' : de este modo pasa al globo por la extremidad f del cañon dd el gas hidrógeno que contiene, y se inflama por un efecto de la chispa eléctrica. Entonces se dejan de excitar las chispas y se disminuye la presión hasta que ya no sea igual sino á tres ó cuatro centímetros de agua: al mismo tiempo se ejerce otra presión sobre el gas oxígeno de la campana L ; bien que esta no debe ser mas que de 7 á 8 milímetros. Estas presiones se obtienen constantes apartando de cuando en cuando las pesas de los platillos K y K' , y se mide por la ascension del agua en los brazos $v'v'$ de los tubos $vv'vv'$. Cumpliendo exactamente estas condiciones, se hace muy bien el experimento; es continua la combinacion del gas hidrógeno con el oxígeno; sin ser muy rápida ni muy lenta, y el agua que resulta se condensa enteramente en el globo. Cuando la

campana L ó L' esté casi llena de agua, se detiene la operación cerrando la llave e' ; se llena esta campana del gas que de b e contener, y se enciende de nuevo el hidrógeno por la chispa eléctrica &c., conformándose en todo á lo que se ha dicho antes.

Terminado enteramente el experimento, se cierra la llave e' y se mide lo que queda de gas oxígeno y de hidrógeno en las campanas LL' anotando con cuidado la temperatura y la presión. Tambien se anota lo que el globo puede contener de gas oxígeno, y rebajando las cantidades de hidrógeno y de oxígeno que restan de las cantidades de hidrógeno y de oxígeno con que se ha operado, á una temperatura y presión conocida, se deduce las que se han consumido. En suma, se pesa con exactitud el agua producida.

Propiedades químicas. Si se calienta agua á $10^{\circ}+0$, se dilata, como se ha dicho al tratar de la dilatación de los líquidos (§. 20.); se levanta su temperatura, y cuando llega á 100° (centígr.), estando la presión del aire á 28 pulgadas poco mas ó menos, pasa inmediatamente al estado de vapor, hierve y se hace su volúmen 1698 veces mayor. Si se hace el experimento en vasos tapados, se puede recoger el vapor, y se ve que el agua no ha padecido descomposición alguna. Cuando en lugar de exponer el agua á 10° á la acción del calórico, se pone en un parage frio, se advierte que se enfria y se contrae, hasta que llega como á $4^{\circ}+0$ centígr., y entonces se queda estacionaria por algunos instantes, y si continúa enfriándose, se dilata y se congela, despues de haber perdido el aire que se contenia, de suerte que en el momento de la congelación se halla mas arriba de su primer nivel: entonces se llama *hielo*, que segun *BLAGDEN*, ocupa $\frac{1}{7}$ mas en volúmen que el agua líquida á cero: de lo que resulta que el hielo debe ser mas ligero que el agua líquida.

La *luz* se halla reflectada por el agua sobre que cae; y así este líquido puede servir de espejo hasta cierto punto: la cantidad de rayos reflectados varía, segun el grado de oblicuidad en que caen: los que no son reflectados, y que caen oblicuamente sobre el agua, la atraviesan, y son refractados cuando se acercan á la perpendicular. El agua pura no es conductor del *fluido eléctrico*. No sucede lo mismo cuan-

do contiene un poco de ácido ó de sal, en cuyo caso lo conduce muy bien, y aun puede descomponerse en oxígeno y en hidrógeno. DIEMAN y VAN TROOSTWICK, hicieron esta descomposición por medio de descargas eléctricas muy repetidas; pero se hace mejor con la columna ó *pila* de VOLTA. *Experimento.* Se toma un embudo de vidrio B (estampa 9, fig. 54.) cuyo pico y boca se tapan con un tapon que tiene dos agujeros, por los que pasan dos alambres de oro FO, encorvados de manera que comuniquen el uno con el polo vítreo de la *pila*, y el otro con el polo resinoso: estos dos alambres pasan por el embudo y sobre salen del tapon tres ó cuatro líneas. Se cubre de lacre la parte interior y exterior del tapon; se echa agua en el embudo hasta la mitad de su altura, y se ponen sobre los dos alambres dos campanas pequeñas CD llenas de agua y puestas boca bajo; y luego se desprenden los fluidos eléctricos vítreo y resinoso de la *pila*, con la que han de comunicar los alambres FO; estos fluidos atraviesan el agua que contiene el embudo, la descomponen, y resulta gas oxígeno, que pasa á la extremidad del alambre vítreo, y gas hidrógeno, que pasa por el otro alambre.

96. Cien medidas de agua á la temperatura de 18° (centígr.), y á la presión de 28 pulgadas de mercurio pueden disolver de 5,6 medidas de gas oxígeno, segun TEOD. SAUSSURE: en el vacío no disuelve un átomo de este gas. Si en vez de poner directamente en contacto el agua y el oxígeno, se combinan estos dos cuerpos segun el método que acaba de descubrir THENARD (Veáse *preparacion del agua*), veremos que el agua puede adquirir mas de seis veces su volúmen de oxígeno, y el líquido que resulte de aqui, conocido con el nombre de agua oxigenada, goza de propiedades muy notables: 1º puesto en el vacío se concentra y concluye evaporándose, sin desprenderse del oxígeno que contiene; 2º á la temperatura de 100° (centígr.), pierde por el contrario todo su oxígeno, al paso que puede congelarse sin sufrir la menor alteracion: 3º el peróxido de plomo, y particularmente el óxido de plata le disuelven inmediatamente, y pasan ellos mismos al estado metálico: de consiguiente es muy considerable el desprendimiento de oxígeno, de modo que la efer-

vescencia es muy activa. La plata metálica desoxigena este líquido casi tambien como cuando se halla en estado de óxido. (Veáse suplemento).

Tambien el hidrógeno puede disolverse en este líquido; pues 100 medidas de agua absorven, á la misma temperatura, 4,6 medidas de este gas. El boro puesto en un tubo de porcelana hecho ascua, descompone el agua, le quita el oxígeno, se trasforma en ácido bórico, y se desprende gas hidrógeno: por lo demas el boro es insoluble en el agua. No se conoce la accion del carbono puro sobre este líquido. El carbon comun es insoluble en el agua; pero puede absorverla, y se desprenden los gases que contiene el carbon: este desprendimiento se nota mas, cuanto menos solubles sean los gases en el agua. Si se hace pasar agua en vapor por entre carbon encendido, se descompone el agua, y resulta gas ácido carbónico, ó gas óxido de carbono, y gas hidrógeno carbonado. Este experimento se puede hacer tambien metiendo carbones encendidos en campanas llenas de agua y puestas boca abajo en el baño.

El fósforo puesto en contacto con el agua destilada, enteramente privada de aire, y expuestas al sol por una hora, se pone rojo y se oxida, como ya se ha dicho. Segun VOGEL, se descompone el agua, y se obtiene, á mas del óxido rojo de fósforo, gas hidrógeno fosforado que queda en disolucion: no se forma un átomo de ácido fosforoso; pero si contiene aire el agua en que se mete fósforo, se produce entre estos dos cuerpos un ácido que forman el fósforo y el oxígeno. Si en lugar de hacer este experimento á la luz del sol, se cubre con un papel negro el frasco que contiene el fósforo y el agua destilada y hervida, se descompone lentamente este líquido, y se forma gas hidrógeno fosforado que queda en disolucion, y un ácido compuesto de fósforo y de oxígeno: el fósforo conserva su color y transparencia. Cuando se expone á la luz del dia un frasco que contenga fósforo, y esté lleno de agua comun aireada se pone el fósforo opaco, de color blanco de tierra, y se trasforma segun algunos químicos en óxido blanco: al mismo tiempo se pone el agua ácida y se forma al parecer algo de hidrógeno fosforado; fenómenos fáciles de explicar por la descomposicion

del aire contenido en el agua y de una parte de este líquido.

El *azufre* es insoluble en el agua, y no tiene acción sobre ella á ninguna temperatura; pero si se juntan 56 granos de azufre, 38 de fósforo y de agua, y se calienta la mezcla hasta 40° ó 50° , se descompone el agua; el oxígeno se une al fósforo para formar ácido fosforoso ó fosfórico, que queda en el líquido, y el hidrógeno se une al azufre con el que forma gas ácido hidro-sulfúrico.

97. El *iodo* apenas es soluble en el agua á la que comunica un ligero matiz amarillo de ambar: la descompone en frío, segun GAY-LUSSAC, y se forma por una parte ácido *iódico* y por otra ácido *hidriódico*: cuando se calienta la mezcla de agua y de iodo, se volatiliza este por bajo de 100° , y de consiguiente antes de fundirse. El agua disuelve vez y media su volúmen de *cloro* gaseoso á la temperatura de 20° (centíg.) y á la presión de 28 pulgadas de mercurio: entonces tiene el agua el nombre de *cloro líquido* (ácido muriático oxigenado líquido). El cloro líquido tiene el olor, color y sabor del cloro gaseoso; destruye como este los colores vegetales y animales: expuesto á la acción del calórico en un cañon ó tubo de porcelana se descompone: el hidrógeno del agua se combina con el cloro y forma gas ácido hidro-clórico, mientras que se desprende el otro principio del agua que es el oxígeno. Este experimento sale muy bien haciendo pasar por el cañon de porcelana agua en vapor, y cloro gaseoso, con tal que el cañon esté bien hecho ascua, que sea bastante abundante el vapor del agua, y que no sea muy rápida la corriente del cloro. Si en lugar de acumular calórico sobre la disolución del cloro, se le sustrae, forma cristales laminosos ó en hojuelas de color amarillo subido, aun cuando la temperatura este á $2^{\circ}+0^{\circ}$: estos cristales contienen mas cloro y menos agua que la solución. La luz descolora al cloro líquido, y obra sobre él como sobre el cloro gaseoso húmedo; y así es menester preservarlo de este agente. Si se calienta el *iodo* con una disolución de cloro, se descompone el agua; su oxígeno forma con el iodo ácido *iódico*, mientras que el hidrógeno trasforma el cloro en ácido *hidro-clórico*. El gas azoe es casi insoluble en el agua.

98. El agua ejerce sobre el aire una acción notable: cien

medidas de ella absorven cinco medidas de aire, cuya composicion se diferencia de la del aire atmosférico; pues se forma de 32 partes de gas oxígeno y 68 de gas azoe, mientras que en el aire atmosférico no hay mas que 21 partes de gas oxígeno: este fenómeno pende de que el agua disuelve mas fácilmente el gas oxígeno que el gas azoe. *Experimento.* Se toma una gran redoma con su tapon oradado, para dar paso á un tubo encorvado que va á dar bajo una campana llena de agua, y puesta boca abajo en el aparato pneumato-químico: se llena de agua la redoma y el tubo; se tapa y se enloda; despues se calienta poco á poco hasta que hierve: el aire contenido en el agua no tarda en desprenderse y pasar á la campana; se hace el análisis despues de haber medido su volúmen (V. *Análisis.*) Es evidente que el aire que se obtiene por este medio estaba en disolucion en el agua, pues que la redoma y el tubo estaban del todo llenos de este líquido: las primeras porciones que se desprenden estan menos oxigenadas que las últimas, fenómeno que pende mas de la gran solubilidad del oxígeno que del azoe. Tambien se puede demostrar la existencia del aire en el agua, poniendo en la máquina pneumática un vaso que contenga cierta cantidad de este líquido, y al paso que se haga el vacío, se hallará el aire menos comprimido y se desprenderá del agua en forma de burbujas.

Composicion. Por medio de la sintesis se prueba (Véase. §. 95.) que el agua se compone de dos partes de hidrógeno y de una de oxígeno en volúmen, ó de 88,29 partes de oxígeno y de 11,71 de hidrógeno en peso: y por el análisis se puede probar tambien que esta es la composicion de este líquido, (Véase *análisis*, al fin del 2º tomo). El primer químico que anunció este hecho de un modo positivo fue CAVENDISH.

Peso de un átomo de agua. Su peso es 1,125, puesto que el agua, se supone estar formada de un átomo de oxígeno que pesa 1, y de otro átomo de hidrógeno cuyo peso es 0,125.

Preparacion del agua destilada. Ya hemos indicado (§. 95.) lo que se debe hacer para obtener agua en los laboratorios; ahora se trata de dar á conocer los medios de preparar el agua destilada perfectamente pura. Se pone agua en la cucúrbita de un alambique, y se calienta; se va reduciendo á

vapor; se arrojan como los $\frac{4}{100}$ que se destilan al principio y que suelen contener sub-carbonato de amoníaco volátil, que proviene de la descomposición de sustancias animales contenidas en el agua; se recoge la que se evapora después; pero se suspende la operación cuando no quedan en la curcúbita mas que $\frac{8}{100}$ poco mas ó menos, del líquido empleado; porque este líquido concentrado por la evaporación, contiene sales que pueden tener reacción unas sobre otras y dar á veces productos volátiles; por otra parte puede contener materias animales que se descompondrían si se continuase el fuego, y darían materias volátiles que aterrarian la pureza del agua.

Preparación del agua oxigenada. Se echa poco á poco agua de barita (compuesta de agua y barita) en ácido sulfúrico oxigenado (compuesto de ácido sulfúrico y oxígeno); se menea; el ácido sulfúrico se une á la barita, forma copos blancos que se precipitan, al mismo tiempo que el agua se combina con el oxígeno del ácido sulfúrico oxigenado, y produce agua oxigenada, que por medio de un filtro se separa del precipitado. Este experimento no sale bien si no se emplea precisamente la cantidad de ácido necesaria para saturar toda la barita. (THERNARD, *Anal. de Quím. y física*, noviembre de 1818).

99. El agua es potable cuando presenta los caractéres siguientes: ha de ser fresca, viva ó pura, clara, sin olor, y aireada, ha de disolver el jabon sin formar grumos, y ha de cocer bien las legumbres (1); no la ha de enturbiar sino ligeramente el nitrato de plata ni el hidro-clorato de barita (2). El agua destilada es pesada, porque está privada del aire y de una corta porción de sal. El agua de lluvia es la que mas se acerca al estado de pureza. CHAPTAL observó que la de las tempestades tiene mas mezcla que la de la lluvia suave, y que esta última se hace mas pura cuanto mas dure la lluvia. El

(1) Las aguas que contienen yeso (sulfato de cal) no cocen bien las legumbres y descomponen el jabon, como se demostrará mas adelante.

(2) Reactivos que esplicaremos: si enturbian mucho el agua, es porque ésta contiene hidro-cloratos y sulfatos, sales que alteran su pureza.

agua de río tiene en disolución algunas materias salinas y en particular moléculas calizas: la que corre por bajo de tierra forma incrustaciones de estas mismas moléculas, tanto en lo interior de los canales que la conducen, como al rededor de los cuerpos orgánicos que están sumergidos en ella.

DEL AGUA EN EL ESTADO SOLIDO.

100. Al tratar de la acción del calórico sobre el agua líquida, expusimos los fenómenos que preceden á la formación del hielo que se obtiene por el simple enfriamiento del agua: ahora es bien dar á conocer las causas que impiden que se congele el agua líquida á cero: para poder darlas su valor, es necesario atender al grado de pureza del líquido, y al estado de agitación ó de reposo en que se halla. 1.º El *grado de pureza*. BLAGDEN observó que el agua destilada que se ha hecho hervir, puede bajar sin congelarse hasta $5^{\circ} - 0$ (R) y hasta $10 - 0$, si se cubre su superficie con una capa de aceite; mientras que el agua destilada que no se ha hecho cocer no se conserva líquida sino hasta $3 - \frac{5}{2} - 0$. El agua no destilada, pero clara, se congela tan pronto á $2^{\circ\frac{1}{2}} - 0^{\circ}$, como á $2^{\circ} - 0^{\circ}$ y como á $1^{\circ} - 0^{\circ}$; finalmente la que está cargada de partículas de cieno se congela siempre á cero. Este sábio infirió de ello, que cuanto mas pura es el agua, mas puede bajar bajo cero sin congelarse. Se podrá no obstante oponer que el agua comun, que ha hervido, se congela mas fácilmente, que la que no ha estado al fuego: pero BLAGDEN responde á esto, que si el agua comun tiene en disolución carbonato de cal, como suele suceder, se precipita este carbonato al hervir, turba la transparencia del agua, que entonces se halla casi en el mismo caso que el agua cenagosa, y tiene mayor tendencia á congelarse. 2.º El *reposo*. Ya hace mucho tiempo que se conoce el influjo que tiene el reposo y la agitación sobre el agua que está para congelarse. BLAGDEN advirtió que tocando ligeramente sobre una mesa con el asiento de un vaso que contenga agua, ó dando por dentro al rededor del vaso con un tubo ó una pluma, se congela inmediatamente el agua líquida que está bajo cero; pero de todos los excitadores de la con-

gelacion el que mas rara vez deja de hacer su efecto, es un pedacito de cera con que se frota la superficie interior del vaso algunos puntos mas abajo del nivel del agua, de suerte que se produzca una especie de vibraciones sonoras: al instante aparece una costra de hielo mas abajo de donde está la cera: el movimiento que se da al agua por uno ú otro de estos medios favorece la aprosimacion de las moléculas por los lados que se juntan mejor, y por consiguiente la cristalización. Todavía hay otro medio de apresurar la congelacion del agua, y es el de ponerla en contacto con un pedacito de hielo, que se puede considerar como un nucleo que atrae á sí las moléculas acueas.

101. El hielo puro es trasparente, no tiene color, y tiene un sabor vivo; refracta fuertemente la luz y se puede hacer servir para construir lentes ustorios: su transparencia y fuerza de refrangibilidad son tanto mayores cuanto es mas pura el agua de que provienen. El hielo es muy elástico, como se puede ver tirándolo contra un plano porque rebota: su dureza y tenacidad son grandes. Cuando está bien cristalizado presenta un conjunto de agujas que tienen gran tendencia á reunirse bajo un ángulo de 120° ó de 60° : es mas ligero que el agua; asi es que se ha dicho antes, que el agua líquida aumenta de volúmen al pasar de $4^{\circ}+0$ al estado sólido: este fenómeno no se puede explicar sin admitir que la disposicion de las moléculas del hielo es tal que no pueden caber en el espacio que las contenia cuando estaban líquidas: tambien es menester suponer que esta mutacion en la disposicion de las partes comienza á verificarse á $4^{\circ}+0$.

El aumento de volúmen del agua que se pone sólida nos proporciona la explicacion del experimento siguiente que refiere Bior. Llenó de agua un cañon de hierro de un dedo de grueso, lo tapó exactamente y lo expuso á un frio muy vivo; doce horas despues lo halló roto por dos partes: á este hecho pudieramos añadir otros muchos del mismo género. En algun tiempo se atribuyó la causa de esta dilatacion al aire atmosférico que retenia el agua que se congelaba; pero la esperiencia ha probado que el agua que ha hervido, y que de consiguiente está privada de aire, ocupa mayor espacio en el estado sólido que en el estado líquido. Expuesto el hielo al aire se evapora.

Los usos del agua sólida, líquida, ó en estado de vapor, son tantos y tan generalmente conocidos que tenemos por inútil enumerarlos.

Del agua considerada con relacion á la medicina. Nos limitaremos á dar algunas nociones sobre los baños de agua dulce. *Baños frios* desde 0° á 19° (centíg.) Al entrar en el agua muy fria se experimenta un encogimiento universal mas ó menos desagradable, un temblor general, y una compresion espasmódica de la piel; la que al principio pálida, se pone luego amoratada, presenta aspereza, se levantan los vulvos de los pelos atravesando el epidermis, y teniendo la apariencia de piel de gallina: la respiracion es al principio penosa, frecuente y corta, y pocos momentos despues se pára: el pulso es precipitado al tiempo de la inmersion, pero no tarda en ponerse mas lento y pausado: se suprime la transpiracion; se aumenta la secrecion de la orina; se percibe el castañeteo de las quijadas; las personas débiles experimentan ademas calambres, entorpecimientos, y pesadez de cabeza; finalmente pierden los labios el color, se hace general el pasmo, y puede ser la muerte el resultado de un baño frio muy prolongado. Si este baño es de corta duracion, tiene en general una virtud tónica y fortificante; si se prolonga mas su accion, es un sedativo mas ó menos fuerte del sistema nervioso, y hace mas lenta la circulacion. Se aplica con buen efecto: 1° para precaver ó destruir las acomulaciones serosas en la fiebre cerebral: 2° en los *tifus*: 3° SAMOLOWITS usó de fricciones con yelo en la peste de Moscow: 4° en algunos dolores tenaces de cabeza y sin inflamacion: 5° en varias enfermedades nerviosas, como la manía, la hipocondría, el histérico: 6° en algunos casos de debilidad general: 7° en fin, en ciertos espasmos y en las enfermedades convulsivas, que son el escollo de los prácticos. El cuerpo se puede poner en contacto con el agua fria por diferentes medios, que varía el médico, segun las circunstancias: estos medios son la inmersion, el riego, el chorro, ó la aplicacion de servilletas con hielo, que se hace mas particularmente á la cabeza en forma de venda.

Baños tibios de 30° á 36° (centíg.) Entre los efectos que producen los baños tibios, son los mas notables el aflojamiento

de la circulacion y respiracion, la mayor actividad en la absorcion cutánea, en la *prespiracion* y secrecion de la orina. Se usa de los baños tibios locales ó generales, 1º en las flemasías de los riñones, de la vejiga, del peritóneo, de la pleura, y de los pulmones: 2º en las flemasías crónicas de la piel, como las herpes, la sarna &c.: 3º para facilitar la erupcion de las viruelas: 4º como uno de los mejores antiespasmódicos en una infinidad de enfermedades nerviosas: 5º en los dolores de las vias de la orina ocasionados por cálculos ó piedras en la vejiga; la gonórrea &c.

Baños calientes á mas de 36º (centíg.) Los efectos que produce esta especie de baño tienen la mayor conformidad con los que causa el calórico, cuando se aplica sobre toda la superficie del cuerpo. Este baño es en efecto un irritante muy activo, y un poderoso sudorífico: puede causar la muerte: 1º por apoplejía: 2º por agitaciones del corazon: 3º porque queme. El baño caliente no se usa generalmente en la medicina; no obstante que se aplica para favorecer ciertas erupciones á la piel, y en algunas obstrucciones ó infartos crónicos. No sucede lo mismo con el baño caliente parcial, conocido con el nombre de pedilubio ó baño de pies, cuyos buenos efectos autorizan su uso cada dia mas. Los pedilubios simples ó los que se hacen irritantes añadiéndoles mostaza, cierta cantidad de sal comun, ó ácido hidro-clórico (muriático), se recomiendan: 1º en todos los casos en que es menester llamar la gota á las extremidades inferiores, cuando está extraviada ó ha dado sobre alguno de los órganos esenciales: 2º cuando es necesario operar una derivacion, como en ciertos males de cabeza, en algunos casos de supresion de reglas que no penden de obstrucciones sanguíneas de la matriz &c.

Baños de vapor. Estos baños se pueden colocar entre los medicamentos sudoríficos mas enérgicos: asi es que se emplean con buen efecto para aumentar la traspiracion cutánea: son útiles en las enfermedades cutáneas crónicas, en ciertos casos en que se endurece la piel, en las escrófulas indolentes, en algunos entorpecimientos de miembros, en ciertos reumatismos crónicos &c.

2.º DEL GAS OXIDO DE CARBONO.

102. El óxido de carbono es un producto del arte: que no se ha obtenido hasta el dia sino en estado gaseoso: no tiene color: es trasparente, elástico, insípido, sin accion sobre la infusion de girasol, y mas ligero que el aire: su peso específico es de 0,9569: no lo descompone el *calórico*, la *luz* ni el fluido eléctrico:

103. El gas oxígeno no tiene accion sobre él sino á la temperatura roja ó de ascua: hágase pasar una corriente de fluido eléctrico por entre una mezcla de 100 partes de gas óxido de carbono y de 50 partes de gas oxígeno, en volúmen, puesta en un eudiómetro de mercurio, y se obtendrán 100 partes de gas ácido carbónico; de donde se infiere que se han condensado los dos gases. El gas *hidrógeno* no lo descompone: no se conoce la accion que ejerce sobre él el boro ni el *carbono puro*. El *carbon comun* no le hace experimentar alteracion alguna; bien que una medida de carbon de box puede absorber 9,42 medidas: no lo descompone el *fósforo*, ni el *azufre*, ni el *iodo*.

104. El *cloro gaseoso* ejerce una accion notable sobre el gas óxido de carbono: se toma un globo de capacidad conocida, se hace en él el vacío, y se le introducen sucesivamente partes iguales de estos dos gases perfectamente secos: se tapa el globo y se pone al sol: 15 ó 20 minutos despues está concluido el experimento, se destapa el globo ó balón en un baño de mercurio, y se advierte que el metal penetra en lo interior, y llena la mitad de su cavidad; de lo que se deduce, que por la accion recíproca de los gases, ha disminuido su volumen la mitad, y que debe ser muy notable el peso específico del producto. Este producto gaseoso que descubrió DAVY, quien lo llamó *fosgeno* (engendrado por la luz) enrojece fuertemente la infusion de girasol, y parece que tiene hoy el nombre de *cloruro de óxido de carbono*. No tiene color, pero su olor ahoga; irrita la *conjuntiva* y aumenta la secrecion de las lágrimas: apaga los cuerpos encendidos: su peso específico es de 3,3894; no lo descomponen los cuerpos simples que dejamos examinados: el estaño, el zinc &c., le quitan el cloro á una temperatura alta, forman cloruros (muriatos secos), y queda aislado el gas óxido de carbono: no exhala vapores al aire: se descom-

pone puesto en contacto con el agua, aun á la temperatura ordinaria; porque en efecto el cloro se une al hidrógeno del agua, y produce el ácido *hidro-clórico* (muriático), mientras que el óxido de carbono, saturado por el oxígeno del agua, pasa al estado de ácido carbónico. El *azoe* no obra sobre el gas óxido de carbono.

Propiedad esencial 1º Cuando se acerca una vela encendida á la boca de una campana llena de este gas, y expuesta al aire atmosférico, absorbe el oxígeno de este, produce una llama azul y se muda en gas ácido carbónico: así es que echando agua de cal en la campana despues de la evaporacion, se enturbia. 2º No se disuelve sensiblemente en el agua.

CRUICKSANCK en Inglaterra, y CLEMENT y DESORMES en Francia descubrieron el gas óxido de carbono. No tiene usos. Inyectado en las venas ennegrece la sangre mucho mas que el gas ácido carbónico, y causa asfixia á los animales que lo respiran.

Composicion. Ya hemos dicho, § 103, que un volúmen de óxido de carbono, combinado con $\frac{1}{2}$ volúmen de oxígeno, produce un volúmen de gas carbónico; pero habiendo en un volúmen de gas ácido carbónico, un volúmen de vapor de carbono y otro de gas oxígeno; es claro que en un volúmen de gas óxido de carbono, debe haber un *volúmen de vapor de carbono*, y $\frac{1}{2}$ *volúmen de gas oxígeno*: lo cual equivale á 100 partes de oxígeno y 75,38 de carbono en peso. Calculando su composicion segun la teoría atomística de DALTON se obtiene un resultado análogo á este: en efecto el óxido de carbono consiste en un átomo de oxígeno unido á otro de carbono; mas, el átomo de oxígeno pesa 1, y el de carbono pesa 0,75, lo cual da multiplicando los dos números por 100: 100 de oxígeno y 75 de carbono. *El peso del átomo de gas óxido de carbono es 1,75.*

Preparacion. 1º Se llena casi del todo una retorta de barro duro de una mezcla de partes iguales de carbonato de protóxido de bario y de limaduras de hierro bien secas; se adapta al cuello de la retorta un tubo encorvado, á propósito para recoger el gas; se enloda, y se calienta por grados la retorta hasta que hecha ascua presente el rojo cereza; á esta temperatura no tarda en desprenderse el gas óxido de carbono; no se recogen las primeras porciones que estan mezcladas con aire;

al fin de la operacion se halla en la retorta un compuesto de hierro oxidado y de protóxido de bario; de que se deduce que las limaduras de hierro rojo han descompuesto el ácido carbónico, transformándolo en oxígeno y en gas óxido de carbono muy puro. 2º Se calientan juntas partes iguales de óxido de zinc y de carbon perfectamente calcinado en un aparato análogo al precedente, y se obtiene gas óxido de carbono, zinc metálico que se sublima y condensa en el cuello de la retorta, y un poco de ácido carbónico: á este último gas lo absorbe el agua, y el óxido de carbono pasa bajo las campanas; pero contiene un poco de gas hidrógeno carbonado, que proviene del hidrógeno que tiene el carbon comun: en lo demas es muy sencilla la teoría: el carbon no puede descomponer el óxido de zinc sino á un calor rojo, porque sus elementos estan fuertemente unidos entre sí; á esta temperatura se apodera el carbon del oxígeno y pasa principalmente al estado de óxido de carbono: no se puede formar mucho ácido, porque sabemos que á este ácido lo descompene el carbon hecho ascuas, trasformándolo en gas óxido de carbono (V. §. 119.) 3º Si se hace pasar poco á poco gas ácido carbónico seco por carbon hecho ascua perfectamente calcinado y metido en un tubo de hierro que atraviese un horno de reverbero, se descompondrá este gas, cederá al carbon una porcion de su oxígeno, lo hará pasar, y pasará él mismo al estado de gas óxido de carbono; pero no tendrá pleno efecto la operacion, si el gas ácido carbónico no pasa diferentes veces por el carbon hecho ascua (V. estamp. 10, fig. 59, el aparato de BARRUEL): A, es el frasco de donde se desprende el gas ácido carbónico; C, el cilindro casi lleno de fragmentos de cloruro de calcio avido de humedad; F, un horno de reverbero en que se colocan tres cañones de escopeta, xx' x'' que contienen carbon, y comunican entre sí por los tubos de vidrio dd ; m , el tubo que lleva el gas ácido carbónico al primer cañon x' ; y finalmente tt el tubo encorvado por el que sale el gas óxido de carbono producido.

3º DEL ÓXIDO ROJO DE FÓSFORO.

105. Este óxido de fósforo es siempre un producto del arte: es de color rojo subido: su peso específico es inferior al del

fósforo: es mucho menos fundible que este; pues exige para fundirse una temperatura mas alta que 100° (centíg.): es insoluble en el carburo de azufre, mientras que el fósforo se disuelve en él con rapidez: no es luminoso cuando está al aire en la oscuridad; y no se inflama por bajo de la temperatura del agua hirviendo: calentado en un platillo de platina, absorbe lentamente el oxígeno del aire y hace una hermosa llama amarilla; pero deja de ser luminoso luego que se retira el platillo del fuego.

Preparacion. Se obtiene inflamando el fósforo en un exceso de aire; y se forma ademas del ácido fosfórico, que se volatiza en forma de vapores blancos concretos, óxido rojo que queda en el platillo en que se hace la operacion: se lava para privarlo del ácido fosfórico que pudiera contener.

Algunos químicos miran como un óxido blanco de fósforo la costra blanca mate que cubre los cilindros de fósforo que se dejan por algun tiempo en agua y á la luz. La experiencia no ha decidido todavía en cuanto á la verdadera naturaleza de esta materia, que consideran algunos sábios como fósforo dividido, y otros como fósforo combinado con agua. THOMSON admite igualmente un óxido blanco que se obtiene calentando un poco de fósforo al calor del agua hirviendo, en un tubo de cristal largo y estrecho; con lo cual se desprende un vapor que no es mas que aquel óxido.

Composicion del óxido de fósforo. No está determinada.

4.^o DEL PROTOXIDO DE CLORO.

106. Este óxido no existe en la naturaleza ni libre ni combinado; y se conoce en varias obras con los nombres de *euclorino*, *óxido de cloro*, y *ácido muriático sobre oxigenado*. Cuando es producto del arte, se presenta en la forma de un gas de color amarillo verdoso muy intenso que sirve para *caracterizarle*, con un olor que participa del de el cloro y del azúcar quemado; pone roja la infusion de girasol, y no tarda en destruir su color; su peso específico es 2,41744.

107. *Propiedades esenciales.* Le descompone el calórico y le trasforma en cloro y en gas oxígeno; cuyo fenómeno se verifica con detonacion y en una temperatura muy baja; tanto

que á vécés basta el calor de la mano para producirle; 100 partes de este gas descompuesto dan 80 partes de cloro y 40 de gas oxígeno; de donde resulta que su volúmen es menor que el de los gases que lo componen.

108. El gas protóxido de cloro se descompone haciendo detonar una parte de él con dos de gas hidrógeno; este se apodera de su oxígeno para formar agua, al paso que el cloro, uniéndose á otra porcion de hidrógeno, produce el ácido hidro-clórico. Hasta ahora no se conoce la accion del *boro* sobre este gas. El *carbon* rojo le quita el oxígeno, y se apaga pronto; resultando de aqui cloro y gas ácido carbónico. El *fósforo* se apodera tambien de su oxígeno con explosion y gran desprendimiento de luz; y se forma ácido fosfórico y cloruro de fósforo (cloro y fósforo). El *azufre*, metido en este gas, no produce al principio ningun fenómeno; pero despues se manifiesta de repente una violenta accion, y se forma gas ácido sulfuroso y cloruro de azufre (cloro y azufre). El *iodo* le descompone, aun en frio, se apodera de su oxígeno, se convierte en ácido iódico anhidro blanco; y el cloro, combinándose con una porcion del iodo, forma un compuesto naranjado y volátil. El *cloro* no ejerce sobre él accion alguna. El agua á la temperatura de 20° y á la presion de 28 pulgadas, puede disolver ocho ó diez veces su volúmen de este gas; la solucion constituye el protóxido de cloro líquido. Es probable que los ácidos sulfuroso y fosforoso disueltos en agua pasan á ácidos sulfúrico y fosfórico, por medio del oxígeno de este óxido.

BERTOLLET sospechó que se podia obtener el protóxido de cloro con los cloratos (muriatos sobre-oxigenados); y DAVY es el primero que le ha preparado.

Composicion. Está compuesto de dos volúmenes de cloro y uno de oxígeno (Véase §. 107.) ó lo que es lo mismo, considerando las densidades de estos gases, de 100 partes de cloro y de 22,78 de oxígeno. Si suponemos que esté formado de un átomo de cloro, cuyo peso es, 4,5, y de otro de oxígeno, que pesa 1, estará compuesto de 100 de cloro y de 22,22 de oxígeno.

Peso de un átomo del protóxido de cloro. Es de 5,5, suma del peso de los dos átomos de oxígeno y de cloro que entran en su composicion.

Modo de prepararle. Se ponen en una redomita, que tenga un tubo encorvado, dos partes de clorato de potasa sólida (compuesto de potasa y ácido clórico), y una de ácido hidro-clórico líquido dilatado en 3 ó 4 partes de agua; se calientan poco á poco, y se obtiene: 1.º una mezcla de gas *protóxido de cloro y cloro*, que se recoge en campanas llenas de mercurio: 2.º agua: y 3.º *hidro-clorato de potasa* que queda en la redoma.

Teoría. El ácido hidro-clórico descompone el clorato de potasa y deja libre el ácido clórico: una parte de este ácido hidro-clórico se une con la potasa y forma el *hidro-clorato de potasa*; al paso que otra porción de aquel ácido vuelve á obrar sobre el ácido clórico desprendido del clorato; esta reaccion es de tal manera, que se descomponen los dos ácidos; una gran parte del oxígeno del ácido clórico se combina con el hidrógeno del ácido hidro-clórico, y forma *agua*: el cloro de este ácido queda libre, y se desprende con el *protóxido de cloro* que viene de la descomposicion del ácido clórico. Se separan con facilidad estos dos gases dejando la mezcla en el mercurio; el cloro se combina con el metal, y el protóxido queda en estado de gas.

5.º DEL DEUTOXIDO DE CLORO.

109. El gas deutóxido de cloro le han descubierto en estos últimos tiempos, y en una misma época poco mas ó menos, H. DAVY y el conde de STADION. No le hay en la naturaleza; es de color verde amarillento mas brillante que el del protóxido; su olor es aromático, y en nada semejante al del cloro; su peso específico es 2,3144: y quita los colores azules de los vegetales húmedos, sin ponerlos rojos antes.

Propiedades esenciales. 1.º Expuesto á la accion de una temperatura de 100º del termómetro centí. se descompone, detona con gran violencia, y se pone luminoso: los resultados de esta descomposicion son, segun DAVY y GAY-LUSSAC, dos volúmenes de oxígeno y uno de cloro. 2.º El fósforo arde con gran resplandor y detonacion, cuando se mete en este gas, aunque sea en la temperatura ordinaria. 3.º No obra en frio sobre ningun otro cuerpo simple, lo cual le distingue del protóxido de cloro, cuya accion sobre el azufre es muy gran-

de en la temperatura ordinaria. 4º No ataca al mercurio. 5º El agua puede absorber mas de siete veces su volúmen. No tiene usos.

Composicion. Está formado de un volúmen de oxígeno y medio volúmen de cloro condensados en uno solo; ó lo que es lo mismo, considerando las densidades de estos gases, de 100 partes de cloro y 91,14 de oxígeno en peso. Si suponemos que esté formado de un átomo de cloro y 4 de oxígeno, estará compuesto de 100 de cloro y 88,88 de oxígeno (THOMSON) (1).

Peso de un átomo de gas deutóxido de cloro. Su peso es 8,5, suma del peso de 1 átomo de cloro y 4 de oxígeno.

Modo de prepararle. Se toman tres granos cuando mas de clorato de potasa pulverizado; se mezcla con la cantidad de ácido sulfúrico que se necesite para formar una masa seca, de color de naranja: el ácido debe estar dilatado en media parte de agua; se hace esta mezcla por medio de una espátula de platino; se introduce despues en una retorta pequeña de cristal, cuyo cuerpo se mete en el baño de maría: se deja asi algun tiempo, teniendo cuidado de no poner el agua á la temperatura de hervor; sin cuya precaucion nos expondríamos á grandes peligros. A poco tiempo se desprende el gas; se coge en recipientes colocados en la tubeta de mercurio: y sale mezclado con $\frac{1}{20}$ de oxígeno.

Teoría. Al clorato de potasa, formado de ácido clórico y potasa, le descompone el ácido sulfúrico, el cual se apodera de la potasa y deja libre el ácido clórico: éste se transforma en deutóxido de cloro y en oxígeno: parte de este oxígeno se desprende, y parte se une con el ácido clórico no descompuesto, y forma ácido clórico oxigenado que queda combinado con la potasa en estado de clorato oxigenado de potasa.

(1) Si la composicion que THOMSON ha anunciado, segun la teoría de los atomos: no corresponde exactamente á la que proponemos con arreglo á las densidades y volúmenes, consiste en que THOMSON admite que la densidad del cloro es 2,500, y la del oxígeno 1,111; y calculando por estos números, se halla que el deutóxido de cloro está compuesto de 100 de cloro y 88,88 de oxígeno. La misma advertencia se ha de tener presente en la composicion atomística del protóxido de cloro.

6º DEL PROTÓXIDO DE AZOE (acídulo de azoe.)

110. El protóxido de azoe es un producto del arte que suele estar en estado de gas; bien que se puede disolver en agua y tenerlo líquido. El protóxido de azoe gaseoso no tiene color, ni olor; tiene un sabor dulce, y su peso específico es de 1,5204. Lo descompone el *calórico* y el *fluido eléctrico*, que le cambian en azoe y en deutóxido de azoe: no tiene acción sobre el gas *oxígeno*; es verdad que si se hace pasar una mezcla de estos dos gases por un cañon de porcelana hecho ascua, se advierte que se descompone el protóxido por el *calórico*, como si estuviese solo; y entonces el deutóxido de azoe que resulta se une con el oxígeno para formar ácido nitroso. Cuando se hace pasar una chispa eléctrica por una mezcla de protóxido de azoe y de gas hidrógeno contenidos en un eudiómetro de mercurio, el oxígeno del protóxido se combina con el hidrógeno, forma agua, y queda el azoe aislado: hay desprendimiento de *calórico* y de luz. El *boro* se apodera del oxígeno del protóxido de azoe, con tal que la temperatura esté alta; se forma ácido bórico, y queda aislado el azoe. No se conoce la acción del carbono puro sobre este gas. El *carbon* hecho ascua y apagado en el mercurio le absorbe, y lo descompone en parte quitándole su oxígeno; de suerte que se puede sacar de este carbon gas ácido carbónico, gas azoe, y protóxido de azoe no descompuesto: será completa la descomposición del gas, si se pone en contacto con carbon hecho ascua; se formará gas ácido carbónico, y habrá desprendimiento de *calórico* y de luz. El *fósforo* encendido quita casi todo el oxígeno al protóxido de azoe, pasa al estado de ácido fosfórico, y se desprende también mucho *calórico* y luz: el *fósforo* fundido y no inflamado no tiene acción sobre él. El *azufre*, fundido é inflamado por medio del gas oxígeno, descompone el protóxido de azoe, se transforma en gas ácido sulfuroso, y deja solo el azoe; sin haber mayor desprendimiento de *calórico* y de luz, que cuando el *azufre* fundido está en contacto con el aire. El *iodo*, el *cloro* y el *azoe* no ejercen acción alguna sobre este gas. El *aire atmosférico* obra sobre él como el gas oxígeno. Cien me-

didadas de agua hervida pueden absorber 77 medidas de este gas á la temperatura de 18°.

Propiedades esenciales. 1º Cuando se mete en una campana llena de gas protóxido de azoe una vela, cuyo pábilo presente algunos puntos en ignición, se enciende con resplandor; se descompone el gas y queda solo el azoe. 2º Tiene la facultad de disolverse en el agua. PRIESTLEY descubrió en 1772 el protóxido de azoe. No tiene usos.

Se suele notar en los individuos que lo han respirado una risa insólita y una alegría extraordinaria, que le han hecho dar el nombre de *gas regocijante*; pero tambien suele causar en otros individuos vértigos cefalalgia, síncope &c., y acabaria por producir la asfixia, si se continuase respirándolo por algunos minutos.

Composicion. Un volúmen de gas protóxido de azoe está formado de un volúmen de azoe y de medio volúmen de oxígeno, condensados en uno solo (1); ó lo que es lo mismo, de 100 partes de azoe y de 56,93 de oxígeno en peso; y calculando su composicion segun la teoría atomística se hallan 100 de azoe y 57,14 de oxígeno; en efecto, está formado de un átomo de oxígeno, cuyo peso es 1, y de un átomo de azoe que pesa 1,75.

Peso de un átomo de protóxido de azoe. Este es de 2,75, suma del peso de los átomos que le constituyen.

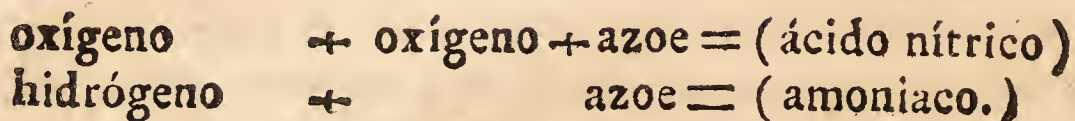
Extraccion. Se calienta poco á poco el nitrato de amoniaco en una retortita de cristal, á que se adapta un tubo encorvado, y se obtiene agua y gas protóxido de azoe. (*Veas. Nitrato de amoniaco.*)

(1) Este hecho se prueba por medio del experimento siguiente: se calientan 100 partes de este gas en volúmen con sulfuro de barita, el cual absorve todo el oxígeno de aquel, y quedan 100 partes de azoe. Ahora, si se quiere conocer la cantidad de oxígeno que ha absorvido el sulfuro, no hay mas que rebajar

de 1,5204, densidad del protoxido de azoe,
— 0,9691, densidad del azoe;

la diferencia = 0,5513 representará el oxígeno contenido en un volúmen de protóxido: luego este número, con diferencia de unas cuatro diez milésimas, es la mitad de la densidad del gas oxígeno.

Teoría. Los elementos de esta sal se pueden representar por :



Agua

Gas protóxido de azoe.

La mayor parte del oxígeno del ácido nítrico se apodera del hidrógeno del amoniaco y forma agua; al paso que las dos cantidades de azoe correspondientes al ácido y al amoniaco, se une con la otra porción de oxígeno del ácido nítrico, y dan origen al gas protóxido de azoe, el cual contiene no obstante un poco de azoe, deutóxido de azoe y gas ácido nitroso.

7º DEL DEUTÓXIDO DE AZOE (gas nitroso.)

111. El deutóxido de azoe es siempre un producto del arte; está siempre en estado de gas; no tiene color; es trasparente, elástico y mas pesado que el aire; su peso específico es de 1,0388; no enrojece la infusión de girasol; apaga todos los cuerpos encendidos, excepto el fósforo; no se sabe si es odorífero. Si se hace pasar por un tubo de vidrio sin pulimento, en que se hayan metido alambres de platina, á fin de aumentar la superficie, se descompone y trasforma en gas azoe y en gas ácido nitroso, si la temperatura del tubo es roja ó de ascua, sin que se aumente el peso de la platina. (GAY-LUSSAC.) Tambien lo descompone el fluido eléctrico, cuando se pone sobre mercurio; el oxígeno se adhiere al metal, y queda el azoe solo.

112. Unido con la mitad de su volúmen de gas oxígeno bien seco, se trasforma en ácido nitroso líquido, si la temperatura es de 20° — 0; al contrario produce un vapor rojo de ácido nitroso si se opera á la temperatura ordinaria. Este experimento no podria hacerse en campanas puestas sobre agua ó sobre mercurio; porque el agua disuelve el ácido nitroso al paso que se forma, y el mercurio lo descompone. Tómase un gran globo de cristal, de cavidad conocida, y cuyo cuello tenga una llave tambien de cristal; sácase de él el aire por medio de la máquina

pneumática; se introduce en una campana graduada, llena de mercurio, y puesta boca abajo en el aparato hidrargiro-pneumático, el suficiente gas oxígeno para que se pueda llenar la mitad del globo: la parte superior de esta campana está dispuesta de manera que pueda entrar en ella á tornillo la boca del globo, y además tiene su llave. Se tornilla la boca del globo en la parte superior de la campana, y se abren las dos llaves para que el gas oxígeno pase al globo: hecho esto se cierran las llaves, y se introduce en la campana, que se halla de nuevo llena de mercurio, cuatro ó cinco veces mas de deutóxido de azoe seco; que lo que se le habia echado de gas oxígeno: se abren muy poco las llaves, é inmediatamente se perciben vapores rojos, formados por la union del gas oxígeno con el deutóxido de azoe que ha entrado en el globo: al paso que se efectúa este fenómeno, sube el mercurio en la campana en virtud del peso de la atmósfera; pero deja de subir desde el punto en que el oxígeno del globo está saturado por el deutóxido de azoe: entonces se cierran las llaves, y se mide el deutóxido de azoe que queda en la campana para saber cuanto ha sido absorbido. Si en lugar de operar así, se ponen 133 partes de gas deutóxido de azoe en contacto con un exceso de gas oxígeno sobre el agua, se absorven 100 partes de gas oxígeno y se forma ácido azoótico (níttrico) soluble en el agua.

113. El gas *hidrógeno* no tiene accion sobre el deutóxido de azoe á un calor *rojo de cereza*; pero si se añade á la mezcla bastante cantidad de gas protoxido de azoe, y se electriza, se verifica la descomposicion. La accion del *boro* y del *carbono* sobre este gas no se conoce. Lo descompone el carbon hecho ascua: su oxígeno forma con este cuerpo simple gas ácido carbónico, ó gas óxido de carbono, y queda el azoe solo. El *fósforo* inflamado absorve el oxígeno de este gas, y pasa al estado de ácido fosfórico, con desprendimiento de calórico y de mucha luz. El *azufre* encendido se apaga en el gas deutóxido de azoe. Ni el *iodo* ni el *azoe* se combinan con él: lo mismo sucede con el cloro gaseoso, si los dos gases estan perfectamente secos; pero si contienen agua, se descompone esta, el cloro se apodera de su hidrógeno para formar ácido hidro-clórico, mientras que el deutóxido de azoe se une con el oxígeno y pasa al estado de ácido azooso ó nitroso.

Propiedad esencial. El aire atmosférico obra sobre él como el gas oxígeno, y lo hace pasar al estado de ácido azooso (nitroso), rojizo y oloroso. Algunos químicos han atribuido sin razón, este olor al deutóxido de azoe, no perteneciendo sino al ácido que se forma.

Cien medidas de agua hirviendo absorven, según DAVY 11,8 medidas de este gas, que descubrió HALES: se forma de 100 partes de oxígeno y 87,815 de azoe en peso, ó de partes iguales de uno y otro de estos dos gases en volúmen. Se usa de él para hacer el análisis del aire: causa asfixia repentina; pero se deben atribuir al ácido nitroso los efectos de la respiración del gas deutóxido de azoe, siempre que esté mezclado con el aire.

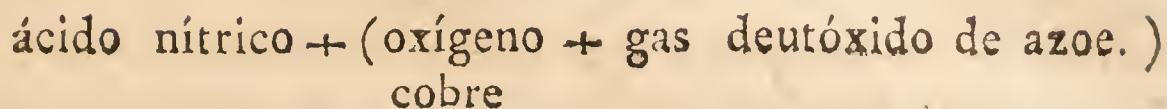
Composicion. Un volúmen de gas deutóxido de azoe está formado de un volúmen de azoe y otro de oxígeno (1), ó lo que es lo mismo, de 100 partes de azoe y de 113,88 de oxígeno en peso. Calculando su composicion por la teoría atomística, y suponiendo que esté compuesto de un átomo de azoe que pesa 1,75 y de dos átomos de oxígeno, cuyo peso es 2, se hallan 100 de azoe y 114,288 de oxígeno, números que se diferencia poco de los anteriores.

Peso de un átomo de gas deutóxido de azoe. Es 3,75 suma del peso de dos átomos de oxígeno y de un átomo de azoe de que está compuesto.

Extraccion. (V. estamp. 10, fig. 60). Se echa por una de las tubuluras de un frasco de dos bocas A, que contenga torneaduras de cobre, ácido nítrico dilatado en su volúmen de agua, y se obtiene inmediatamente gas nitroso, que se desprende por el tubo encorvado r, y va á parar bajo las campanas llenas de agua: es necesario abandonar las primeras porciones que están mezcladas con aire y gas ácido nitroso rojo: queda en el frasco deuto-nitrato de cobre azul; de lo que se infiere que se ha descompuesto una porcion de ácido nítrico en oxígeno y gas nitroso ó deutóxido de azoe. (Veas. Acido nítrico, §. 143).

(1) Este hecho se demuestra con el sulfuro de barita, como ya se ha dicho hablando del protóxido de azoe.

Teoría. El ácido nítrico se puede representar por :



cobre



El metal descompone parte del ácido nítrico, se apodera de su oxígeno, y el óxido que se ha formado se combina con el ácido nítrico no descompuesto; al paso que el gas deutóxido de azoe (gas nitroso) que viene de la porción de ácido compuesto se desprende, absorbe el oxígeno del aire y pasa al estado de gas ácido nitroso amarillo-anaranjado (vapor nitroso).

ARTÍCULO IV.

De los ácidos compuestos de oxígeno, y de uno de los cuerpos simples examinados antes.

114. Se da el nombre de *ácido* á las sustancias sólidas, líquidas ó gaseosas que tienen en general un sabor ágrío; la propiedad de hacer desaparecer en todo ó en parte los caracteres de ciertos óxidos llamados *álcalis*, la de enrojecer la infusión azul de girasol y la tintura de violeta, y la de poner amarilla ó roja la *hematina*. Hay sustancias tenidas por ácidos que no gozan de todos sus caracteres; bien que no hay una que no se pueda combinar con los álcalis. Los químicos miran en general el girasol como el reactivo de los ácidos: su tintura se compone, en efecto, de un color rojo y de sub-carbonato de potasa, que se puede mirar como un álcali, y como el ácido se apodera del álcali queda descubierto el color rojo.

Todos los ácidos tienen la mayor tendencia hácia las superficies electrizadas con electricidad vítrea: á los que forma el oxígeno y un cuerpo simple, los descompone la columna ó pila de VOLTA, pasando el oxígeno al polo vítreo y el cuerpo simple al polo resinoso. Casi todos son solubles en el agua, y se pueden combinar con mayor ó menor número de óxidos metálicos, y producir sales.

No hace mucho tiempo que los químicos, persuadidos de que el oxígeno entraba en la composición de todos los ácidos, lo miraban como el único principio acidificante; opinion que no se puede admitir despues de que se ha conocido perfectamente la existencia de cierto número de ácidos sin oxígeno. Estos ácidos sin oxígeno son siete; el hidrógeno y uno ó dos cuerpos simples forman cinco de ellos, que son los ácidos *hidro-clórico*, *hidriódico*, *hidro-sulfúrico*, *hidro-ftórico* (fluórico) é *hidro-ciánico* (prúsico); los otros dos se componen, el uno de *ftoro* y de *boro*, y el otro de *ftoro* y de *siliceo*.

¿Y se podrán mirar en el dia como únicos principios acidificantes el oxígeno, el hidrógeno y el *ftoro*, porque los dos primeros entran en la composición de un gran número de ácidos, y porque el último forma dos? Por nuestra parte creemos que es inútil la denominacion de *principio acidificante*, y que se debe desechar, porque puede inducir á error. Basta la menor atencion para ver que cuando se reúnen dos, tres ó cuatro cuerpos simples para formar un ácido, no debe esta sus propiedades á uno de sus elementos exclusivamente, sino que resultan de la reunion de todos y del modo con que se arreglan sus moléculas.

Los ácidos que nos van á ocupar en este artículo son diez y ocho, á saber: los ácidos bórico, carbónico, hipo-fosforoso, fosforoso, fosfático, fosfórico, fosfórico oxigenado, hipo-sulfuroso, sulfuroso, sulfúrico, sulfúrico oxigenado, y iódico, clórico, clórico oxigenado, hipo-nitroso, nitroso, nítrico, y nítrico oxigenado.

ACCION DE LOS ACIDOS SOBRE LA ECONOMÍA ANIMAL.

115. Los ácidos debilitados se deben considerar como tónicos, que lejos de aumentar la temperatura orgánica, como los aceites volátiles, dan lugar á una sensacion de frescura general: tambien son antipútridos y astringentes. Administrados como conviene, hacen mas lenta la circulacion, apagan la sed, aumentan la secrecion de la orina y el tono del estómago: bien es que los individuos que abusan de ellos experimentan síntomas desagradables, tales como la destruccion del esmalte de los dientes una sensacion de costreñimiento y acrimonia en la garganta, la cardialgia, la tos, el enflaquecimiento, consecuencia

de la alteracion de las digestiones, y el endurecimiento del canal digestivo, de las glándulas linfáticas, y de algunos otros órganos.

Se emplean con el mejor efecto contra las fiebres biliosas, principalmente las continuas ó remitentes, contra las fiebres adinámicas y pútridas; en el escorbuto con cursos ó sin ellos; en las diarreas biliosas muy notables; contra las que son antiguas; las hemorragias pasivas del pulmon, del útero, de la vejiga urinaria, del conducto alimentario, contra los catarros crónicos de estos órganos, y las hidropesías atónicas. SIDENHAN, y algunos otros autores, han conseguido con los ácidos muy buenos efectos en las viruelas, cuando se debilita la supuracion, cuando tienen mal carácter, y se presentan petequias entre los granos. Estan indicados los ácidos en el principio de la tisis pulmonar, y en las flegmasías agudas, principalmente en las del pecho. Para administrarlos se mezclan con agua hasta que esta tenga un grado de acidez agradable, y se hacen tomar algunos vasos de este líquido al dia.

Los ácidos débiles se emplean exteriormente como astringentes en las hemorragias de los vasos pequeños y en los flujos pasivos ó por relajacion: tambien se usan a veces como repercusivos en ciertas erupciones cutáneas; bien que puede ser peligrosa la repercusion que causan.

Todos los ácidos concentrados obran como poderosos escaróticos: irritan, inflaman, ulceran las partes que tocan, y ocasionan los síntomas del envenenamiento que producen los venenos corrosivos y acres. (V. mi *Toxicologia general*.) No obstante lo prescriben algunas veces los médicos con buen efecto en lo exterior; y asi son buenos para destruir los callos, las berugas, la pústula maligna &c. Entran en la composicion de ciertos unguentos de que se usa para excitar la piel en algunas enfermedades crónicas de este órgano.

DEL ÁCIDO BÓRICO.

El ácido bórico se encuentra puro en la naturaleza; se halla en los lagos de Castelnuovo, de Montecerboli y de Cherehajo en Toscana: se halla tambien en muchos lagos de la India, pero entonces está unido á la sosa.

116. El ácido bórico puro es sólido y se puede obtener en dos estados: 1º fundido y privado de agua: 2º combinado con este líquido en estado de hidrato. *Ácido bórico privado de agua.* Está en la forma de un vidrio trasparente, sin color ni olor, y con un ligero sabor ácido: su peso específico es de 1,803: es fundible, y no experimenta alteracion alguna por el calórico. Expuesto á la accion de una fuerte coluna *eléctrica*, se descompone en corta cantidad, pasando el oxígeno al polo vítreo y el boro al polo resinoso. Ninguno de los cuerpos simples, que dejamos examinados, tiene accion sobre él: tan grande es la afinidad que reúne sus elementos: atrae con bastante fuerza la humedad del aire, y se cubre de escamas opacas, pulverulentas y compuestas de ácido bórico y de agua: no se disuelve sino en unas cincuenta partes de agua hirviendo: esta solucion depone al enfriarse una gran parte del ácido hidratado en forma de escamas blancas: si se hace evaporar, cristaliza en láminas hexágonas: enrojece la infusion del girasol, y no tiene accion alguna sobre la tintura de violetas

Composicion. Por medio del ácido nítrico han trasformado GAY-LUSSAC y THENARD el boro en ácido bórico, y han hallado que se compone de 100 partes de boro y 50 de oxígeno en peso. Estas proporciones no convienen con las que ha anunciado THOMSON en estos últimos tiempos: en efecto, este químico considera al ácido bórico como formado de un átomo de boro (cuyo peso es 0,875) y dos átomos de oxígeno que pesan 2: en este caso el ácido se compondrá de 100 partes de boro y 228,57 de oxígeno en peso.

Peso de un átomo de ácido bórico. Este peso es 2,875, suma del peso de los dos átomos de oxígeno y del átomo de boro de que se compone.

Ácido bórico combinado con el agua. Se forma, segun DAVY, de 100 partes de ácido y de 132,55 de agua, en pajitas ó escamas blancas suaves al tacto: su peso específico es de 1,479; cuando se calienta, se funde y pierde el agua, que al evaporarse, lleva consigo una porcion de ácido: la volatilizacion de este ácido por medio del agua puede demostrarse todavía mas fácilmente, poniendo en una retorta una masa hecha con ácido hidratado y un poco de agua: al paso que se va calentando el vaso viene á cristalizar el ácido en el recipiente.

No se combina con ninguno de los óxidos de que hemos hablado hasta ahora. Lo descubrió HOMBERG en el año de 1702: se ha empleado algunas veces para analizar las piedras. Algunos médicos lo han decantado como un calmante muy bueno en los espasmos, los dolores de nervios, la epilepsia, la manía &c., y lo han administrado en polvo, en píldoras, ó disuelto en agua en la dosis de 3,7 ó 10 granos; pero en el dia está casi del todo abandonado.

Preparacion. Se disuelve un poco de sub-borato de sosa pulverizado, (compuesto de ácido bórico y sosa) en tres partes de agua hirviendo; se descompone la disolucion echando en ella poco á poco un exceso de ácido sulfúrico concentrado el cual se apodera de la sosa, el ácido bórico se depone, no hallando suficiente cantidad de agua para disolverse: se deja enfriar la mezcla y se filtra el líquido que contiene sulfato ácido de sosa; se escurre despues el ácido bórico, se lava con agua fria; se seca en papel de estraza á una estufa, y se calienta echándole en diferentes veces en un crisol de HESSE que esté rojo, por este medio se le priva del ácido sulfúrico con que está combinado; se cuele cuando se haya fundido, y si queremos obtenerle muy puro se puede disolver en agua hirviendo y cristalizarle de nuevo. Substituyendo ácido hidro-clórico al ácido sulfúrico, se saca al instante ácido bórico, el cual lavándole bien queda bastante puro. Es inútil decir que las aguas madres de estas diversas operaciones dan un poco de ácido bórico cuando se evaporan.

DEL ÁCIDO CARBÓNICO.

El ácido carbónico existe con mucha abundancia en la naturaleza: en el estado de gas, entra en muy corta cantidad, en la composicion del aire atmosférico; tambien se encuentra en este estado en ciertas grutas de los paises volcánicos; como sucede en la *gruta del perro* cerca de Puzzolo, en el reino de Nápoles: en estado líquido se halla en un gran número de aguas minerales: finalmente es parte de una multitud de sustancias sólidas, particularmente de los carbonatos, en los tegumentos de los moluscos, crustáceos &c. Cuando se desprende de los cuerpos con que está unido, es gaseoso: en este estado lo vamos á examinar.

DEL GAS ÁCIDO CARBÓNICO.

117. El gas ácido carbónico no tiene color, es elástico, trasparente, con un sabor agrillo y un olor picante: su peso específico es de 1,5196. *Propiedades esenciales.* 1º Apaga los cuerpos encendidos: si se toman dos probetas, la una llena de gas ácido carbónico puesta boca abajo, sobre otra llena de aire atmosférico, y se adapta una boca á otra, se advertirá á pocos instantes que el gas ácido carbónico baja, en virtud de su peso á la probeta inferior, y sube el aire atmosférico á la superior: por eso se apagará una vela en la de abajo y arderá en la de arriba: 2º enrojece la infusion de girasol.

118. No lo descompone el *calórico*: refracta la luz: su potencia refractiva es de 1,00476. Puesto á una corriente de chispas *eléctricas*, se descompone, segun HENRI, y dá gas oxígeno y gas óxido de carbono. No le causa alteracion alguna el *gas oxígeno*. Cuando se hace pasar por un tubo de porcelana hecho ascua, una mezcla de dos partes de gas hidrógeno y de una de *gas ácido carbónico*, se descompone este y se forma agua y gas óxido de carbono. No se conoce la accion del *boro* sobre este gas.

119. El carbon que se apaga en el mercurio despues de hecho ascua, absorve 35 veces su volúmen de gas ácido carbónico. Haciendo pasar este gas repetidas veces por entre carbon encendido, puesto en un tubo de porcelana, pierde una parte de su oxígeno, que se adhiere al carbon, y solo se obtiene gas óxido de carbono. *Experimento.* Se llena una vejiga de gas ácido carbónico: se ata su boca á una extremidad de un tubo de porcelana puesto en un horno de reverbero, y que tenga dentro carbon, cuando este esté hecho ascua, se aprieta con tiento la vejiga para que pase el gas por entre el carbon, y vaya á otra vejiga vacía atada á la otra extremidad del tubo; luego que esta esté llena, se la comprime tambien para que el gas vuelva á pasar á la primera, y asi alternativamente hasta que se obtiene el gas óxido de carbono.

120. Ni el azufre, ni el iodo, ni el cloro, ni el azoe, ejercen sobre él accion alguna química. El *aire atmosférico* puede mezclarse con él.

Propiedades esenciales. 1.º El agua disuelve tanto como es su volúmen de gas ácido carbónico á la temperatura y presión ordinaria; pero disuelve cinco ó seis veces mas cuando se aumenta como conviene la presión, con tal que permanezca á la misma temperatura. En todos estos casos es el producto ácido carbónico líquido, sin color ni olor y con un sabor agrillo. Calentada, hierve pronto y pierde el gas, que puede recogerse en campanas llenas de agua ó de mercurio. El mismo fenómeno se verifica cuando se pone en el vacío. 2.º El ácido carbónico, gaseoso ó líquido, enturbia el agua de cal, y da origen á un precipitado blanco en copos, compuesto de ácido carbónico y cal: Ni el ácido bórico, ni los óxidos que hemos examinado antes, ejercen acción alguna sobre el gas ácido carbónico.

No se usa del ácido carbónico sino en la medicina. Los animales que lo respiran caen en asfixia en pocos instantes: por eso se ven los accidentes mas graves en las fábricas de cerveza, en donde hay mosto en fermentación, en los hornos de cal, y en cuantas partes haya gas ácido carbónico aislado. Se ha propuesto que se respire en ciertos casos de irritación pulmonar, en que seria útil hacer mas lenta la conversión de la sangre venosa en sangre arterial; pero se usa de él raras veces. Las aguas minerales acídulas, naturales ó facticias, las forma este ácido líquido, que se debe mirar como un excelente diurético: tambien es refrescante y anti-espasmódico. Se puede emplear con el mejor éxito para precaver la formación de arenas en la vejiga y para favorecer la disolución de las que se hubiesen formado. Hemos visto muchas veces que se disminuye considerablemente la intensidad de los dolores muy agudos nefríticos, ó del cálculo con el uso de este medicamento, que conviene tambien en todos los casos en que estan indicados los ácidos débiles (V. §. 115.); la dosis es de uno á dos vasos al dia.

Composicion. Un volúmen de gas ácido carbónico está compuesto de un volúmen de gas oxígeno y otro volúmen de vapor de carbono condensados en uno solo: por lo tanto es evidente que el peso de un volúmen de gas ácido carbónico se debe componer de la suma de los pesos de un volúmen de oxígeno, y de un volúmen de vapor de carbono, ó de 72,624 de oxígeno y de 27,376 de carbono: y efectivamente estos nú-

meros guardan exacta relación con las densidades del oxígeno, y del vapor de carbono, que son 1,10359 en el oxígeno, y 0,4160 en el vapor del carbono. Suponiendo que el ácido carbónico esté compuesto de un átomo de carbono (cuyo peso es 0,75, y de 2 átomos de oxígeno, cuyo peso es 2), estará formado de 72,624 de oxígeno y de 27,225 de carbono.

Peso de un átomo de ácido carbónico. Es 2,75, suma del peso de un átomo de carbono y dos de oxígeno de que está compuesto.

Preparacion. Se echa ácido hidro-clórico líquido, dilatado en dos ó tres veces su peso de agua, sobre mármol quebrantado (carbonato de cal). El aparato es lo mismo que para el gas nitroso. El gas ácido carbónico se desprende inmediatamente, y se obtiene en el frasco hidro-clorato de cal muy soluble, de lo que se infiere que se descompone el carbonato. También se puede obtener este gas sustituyendo al mármol creta (carbonato de cal), y al ácido hidro-clórico ácido sulfúrico desleído en 10 á 12 veces su peso de agua; se forma en este caso sulfato de cal, que siendo poco soluble, se depone, cubre el carbonato, é impide que se produzca el gas; de suerte que se ha de preferir el primer método, particularmente cuando no se tira á hacer la operacion con mucha economía.

Agua ácido-carbónica. Como el agua á la temperatura y presión ordinarias de la atmósfera, no puede disolver mas que su volúmen de gas ácido carbónico, y ya en este estado se puede considerar como un poderoso diurético, importa saber como se ha de preparar. Se hará entrar el gas en un frasco de agua filtrada, en lugar de servirse de una campana; cuando el gas haya hecho salir la mitad del agua del frasco se tapa, se agita el líquido que contiene, y se guarda en un parage fresco, teniéndolo perfectamente cerrado. Si se quiere hacer absorber al agua cinco ó seis veces su volúmen de gas ácido carbónico, se debe comprimir este fuertemente por medio de un embolo, que se pone en movimiento en una bomba que comunica con el agua que se quiere saturar.

DEL ÁCIDO HIPO-FOSFOROSO.

121. DULONG acaba de descubrir este ácido, que es siempre producto del arte: cuando está concentrado está bajo la forma de un líquido viscoso, fuertemente ácido, é increstalizable. Puesto á una temperatura alta en una vasija de vidrio, se descompone, y el hidrógeno del agua que contiene se apodera de una porcion de fósforo, formando gas hidrógeno fosforado; un poco de fósforo se sublima, y el ácido hipo-fosforoso, perdida por este medio mucha cantidad de fósforo, y habiendo absorvido por otra parte el oxígeno del agua descompuesta, se halla trasformado en ácido fosfórico, que se combina en gran parte con el vidrio. Forma con los óxidos metálicos sales en exceso solubles: es muy soluble en el agua.

Composicion. Segun DULONG está compuesto de 100 partes de fósforo y de 37,44 de oxígeno en peso: cuyo resultado ha obtenido haciendo pasar el ácido hipo-fosforoso al estado de ácido fosfórico por medio del cloro, y determinando el peso del ácido fosfórico obtenido, igualmente que las proporciones de fósforo y oxígeno que le constituyen. THOMSON cree, por el contrario, que está formado de un átomo de fósforo (cuyo peso es 1,5) y de un átomo de oxígeno (cuyo peso es 1): lo cual daria 100 de fósforo y 66,66 de oxígeno en peso.

Peso de un átomo de ácido hipo-fosforoso. Es 2,5, suma del peso de un átomo de oxígeno y otro del fósforo.

Preparacion. Se pone en agua fósforo de barita pulverizado, y se obtiene fosfato de barita insoluble, hipo-fosfito soluble y gas hidrógeno fosforado: es evidente que el agua se descompone: el oxígeno forma con el fósforo dos ácidos, y el hidrógeno se desprende en estado de gas hidrógeno fosforado: se filtra el líquido, que no contiene mas que hipo-fosfito de barita, y se echa en él ácido sulfúrico; la barita se precipita en estado de sulfato, y el ácido hipo-fosforoso queda en disolucion. Se concentra por la evaporacion. No tiene usos.

DEL ÁCIDO FOSFOROSO.

122. DAVY descubrió este ácido en estos últimos tiempos: no se halla en la naturaleza: no tiene color ni olor, pero sí un sabor muy ácido. Obra sobre él el calor, como sobre el ácido hipofosforoso (§. 121). Se disuelve en el agua; y cuando se ha evaporado lo conveniente la disolución da cristales de ácido fosforoso, con tal de que se deje enfriar lentamente y por grados. DULONG prueba que forma con los óxidos metálicos *fosfitos*, sales particulares distintas de los fosfatos y de los hipofosfitos. No tiene usos.

Composicion del ácido fosforoso. Segun DULONG, el ácido fosforoso está formado de 100 partes de fósforo y de 74,88 de oxígeno. Estos números han resultado de la composicion del proto-cloruro de fósforo y de su accion sobre el agua: porque se sabe que el cloro del proto-cloruro se une con el hidrógeno del agua, al paso que el oxígeno que queda de la descomposicion de este líquido acidifica al fósforo; pues el volúmen de oxígeno empleado en esta acidificacion corresponde exactamente á la mitad del volúmen de hidrógeno que forma parte del agua. THOMSON cree por el contrario, que el ácido fosforoso está compuesto de un átomo de fósforo, (cuyo peso es 1,5) y de dos de oxígeno (cuyo peso es 2): lo cual daria 100 de fósforo y 133,33 de oxígeno en peso.

Peso de un átomo de ácido fosforoso. Es 3,5 suma del peso de dos átomos de oxígeno y de uno de fósforo.

Preparacion. Se toma proto-cloruro de fósforo, se pone agua y se obtiene ácido hidro-clórico y ácido fosforoso; de lo que se infiere que se descompone el agua: el oxígeno pasa al fósforo, y el hidrógeno se une al cloro; se hace evaporar la mezcla; se desprende todo el ácido hidro-clórico, y queda puro el ácido fosforoso.

DEL ÁCIDO FOSFÓRICO.

123. Nunca se ha hallado en la naturaleza el ácido fosfórico puro: suele existir combinado con óxidos metálicos, como sucede en el fosfato de cal, de plomo &c. El ácido fos-

fórico es sólido, no tiene color ni olor, tiene sí mucho sabor y es mas pesado que el agua. Puesto á la accion del *calórico* en un crisol de platina, se funde, se vitrifica y se volatiliza, si la temperatura es bastante alta: no se verificaria este último fenómeno si se usase de un crisol de barro, porque entonces se combinaria el ácido con algunos de los elementos del crisol y formaria compuestos fijos. Vitrificado asi el ácido fosfórico contiene una cantidad de agua, cuyo oxígeno es la tercera parte del que entra en la composicion del ácido. Es perfectamente trasparente y refracta la *luz*. Si se le humedece ligeramente y se pone á una corriente de fluido *eléctrico*, se descompone en oxígeno y en fósforo, que pasan el primero al polo vítreo y el segundo al polo resinoso.

124. El gas *oxígeno* no ejerce accion alguna sobre él; no obstante por medios indirectos, se puede combinar con este cuerpo y formar ácido *fosfórico oxigenado*. Si se hace pasar gas hidrógeno por un tubo de porcelana hecho ascua y que contenga ácido fosfórico, se descompone este, se forma agua, gas hidrógeno fosforado, y queda fósforo aislado. No se conoce la accion del *boro* sobre este ácido.

Propiedad esencial. El *carbon* le quita su oxígeno á una temperatura alta, y resulta gas ácido carbónico, gas óxido de carbono y fósforo. Este experimento se puede hacer en un crisol con una parte de ácido vitrificado en polvo, y tres partes de carbon: no tarda mucho en inflamarse el fósforo; y asi se suele hacer en una retorta á cuyo pico se adapta una *alarga*, un recipiente con agua y un tubo que va á dar al baño pneumato-químico: se descompone el ácido y el agua que contiene; el oxígeno forma con el carbon gas óxido de carbono, ó gas ácido carbónico, mientras que el hidrógeno da origen al gas hidrógeno carbonado, y al gas hidrógeno fosforado.

El *fósforo*, el *azufre*, el *iodo*, el *cloro* y el *azoe* no tienen accion sobre el ácido fosfórico. Puesto al aire atmosférico el ácido fosfórico en copos y el que se ha vitrificado, atraen rápidamente la humedad, y se ponen líquidos, si son puros: no sucede lo mismo cuando el ácido vitrificado contiene cal, en cuyo caso la absorbe lentamente. Si se ponen en *agua* los copos de ácido fosfórico que se obtienen por medio del fósforo

y del gas oxígeno, se disuelven en ella inmediatamente con desprendimiento de calórico, y hacen un ruido semejante al que hace el hierro hecho ascua cuando se mete en el mismo líquido. Una parte de agua puede disolver 4 á 5 partes de ácido fosfórico, que toma entonces el nombre de *ácido líquido*. Los *óxidos* y los *ácidos* que hemos examinado antes, no ejercen sobre él acción alguna química. Se emplea algunas veces en la análisis de las piedras *preciosas*. Se ha administrado en la caries venérea, en la tisis pulmonar, y en los casos de extenuacion por abuso de los placeres venéreos, pero se necesitan todavía nuevas y muchas observaciones para adoptar la opinion de LENTIN que lo mira como un excelente medicamento en estas enfermedades.

Se da de 20 á 25 gotas al dia en un vaso de agua con azúcar.

Composicion. Con dificultad se hallará un cuerpo en cuya composicion convengan los químicos menos que en esta; así es que si se consultan las diversas análisis, admirará la diferencia de sus resultados. Segun DULONG, el ácido fosfórico está formado de 100 partes de fósforo y de 124,8 de oxígeno en peso; y TOMPSON por el contrario, que le considera como compuesto de un átomo de fósforo y tres de oxígeno, cree que está formado de 100 de fósforo y de 200 de oxígeno en peso; en este caso, el *peso de un átomo de ácido fosfórico* será 4,5.

Preparacion. 1^o Se calienta fosfato de amoniaco en un crisol de platino: al calor rojo se volatiliza el amoniaco, y queda el ácido en forma de un líquido, que acabaria por volatilizarse si se continuase el fuego: 2^o Se trasforma el fósforo en ácido fosfórico por medio del ácido nítrico dilatado en su volumen de agua; para esto se pone en una retorta de vidrio, á que se adapta un recipiente vitubulado, una parte de fósforo cortada en pedacitos menudos, y 6 partes de ácido: uno de los túbulos se tapa con un tapon agujereado, por el que pasa un tubo de vidrio derecho que da salida al gas; el otro recibe el cuello de la retorta; se ponen algunas ascuas bajo la retorta: y se observa pronto que se descompone el ácido nítrico; su oxígeno pasa al fósforo y se desprende gas deutóxido de azoe, ó gas azoe; se añaden ascuas, si se detiene la operacion, al contrario se quita si marcha con rapidez. Luego que desaparece el fósforo, y ha tomado el líquido la consistencia de jarabe, se

echa en un crisol de platino y se calienta hasta el rojo oscuro para desprender todo el ácido nítrico. La operacion no se pudiera continuar en la retorta sin que la atacase el ácido fosfórico. Si no bastase el ácido nítrico para hacer pasar todo el fósforo al estado de ácido, se echará en una retorta el líquido condensado en el recipiente, que contiene mucho ácido nítrico, y se vuelve á comenzar la operacion.

DEL ACIDO FOSFÁTICO.

125. DULONG acaba de dar este nombre al ácido que se halla descrito en las obras de química con el nombre de *ácido fosforoso*. A su parecer no es otra cosa este ácido sino una combinacion del ácido fosfórico y del ácido fosforoso descubierto por DAVY: estos dos ácidos estarian combinados entri sí como los elementos de una sal. El hecho siguiente confirma esta opinion; cuando el ácido fosfático está en contacto con una base salificable, se trasforma en ácido fosforoso y en ácido fosfórico.

El ácido fosfático es siempre un producto del arte, ni se ha podido obtener hasta el dia sino en estado líquido y combinado con agua.

No tiene color, es viscoso, su sabor es fuerte, y huele algo á ajo: es mas pesado que el agua.

Propiedad esencial. Puesto á la accion del calórico en una redomita, se espesa, pierde una porcion del agua que contiene, se *inflama*, despide un olor de ajo: y pasa al estado de ácido fosfórico sólido: si se hace el experimento en vasos tapados, se ve que se desprende gas hidrógeno fosforado. *Teoría* (Véase ácido hipofosforoso §. 121.)

El *fluido eléctrico* y los demas cuerpos ya examinados, excepto el *iodo*, obran sobre el ácido fosfático, como sobre el ácido fosfórico. El *iodo* descompone el agua que entra en su composicion, apoderándose de su hidrógeno para formar ácido hidriódico, y el oxígeno hace pasar el ácido fosfático al estado de ácido fosfórico. ¿Ejerce la misma accion el cloro?..... SAGE examinó al principio el ácido fosfático.

Composicion. THENARD considera este ácido como compuesto de 100 partes de fósforo y 110,39 partes de oxígeno en

peso; cuyo resultado ha conseguido trasformando directamente el fósforo en ácido fosfático, por medio del oxígeno del aire á la temperatura ordinaria. (Véase §. 92). DULONG cree que no contiene mas que 109 partes de oxígeno: analizó este ácido haciéndole pasar al estado de ácido fosfórico por medio del cloro.

Preparacion. Se toma cierto número de tubitos de vidrio estirados á la lámpara de esmaltar, por una de sus extremidades; se introduce en cada uno de ellos un cilindrito de fósforo; se ponen unos al lado de otros en un embudo cuyo pico da en un frasco vacío puesto en un plato que contenga agua; se cubre todo el aparato con una campana grande cuya boca entra en el agua del plato, y que tiene dos agujeros, uno en la parte superior y otro á un lado; y se advierte al cabo de cierto tiempo que el frasco contiene mas ó menos cantidad de ácido fosfático líquido. (Véase §. 92, para la teoría).

DEL ACIDO HIPO-SULFUROSO.

126. Segun GAY-LUSSAC, cuando se hace hervir azufre con cierto número de sulfitos, (compuestos de ácido sulfuroso y de un óxido metálico), el azufre se combina con una porcion del oxígeno del ácido sulfuroso que convierte en ácido hipo-sulfuroso; pasando él mismo á este estado. Este ácido se une con el óxido de la sal, y forma un hipo-sulfito que se ha conocido hasta el presente con el nombre de *sulfito sulfurado*.

El ácido hipo-sulfuroso no se ha obtenido todavía aisladamente. Parece que se compone de un átomo de azufre que pesa 2, y de otro de oxígeno que pesa 1, ó de 100 partes de azufre y 50 de oxígeno en peso.

DEL GAS ACIDO SULFUROSO.

El gas ácido sulfuroso se halla rara vez en la naturaleza: solo se encuentra en las cercanías de los volcanes, en donde arde el azufre.

127. No tiene color, es elástico, trasparente, tiene un sabor fuerte desagradable, y olor sofocante que lo caracteriza, igual al del azufre cuando se quema; su peso específico es

de 2,234: hace poner rojo de pronto el color azul de la infusión de girasol, pero á poco comienza á amarillear. No le puede descomponer el *calórico*, y no muda de estado á un frio de 50° —0; refracta la luz, pero no se conoce su potencia refractiva. El *fluido eléctrico* obra sobre él como el ácido sulfúrico. No experimenta acción alguna por el gas oxígeno, y si se llega á combinarle con él y á hacer ácido sulfúrico, es con el auxilio de un cuerpo tercero de que hablaremos despues.

128. Ninguna de las sustancias simples no metálicas tiene acción sobre él en frio; bien que algunas lo descomponen completamente á la temperatura roja. El gas hidrógeno, por ejemplo, le quita su oxígeno, forma agua, y deja aislado el azufre. Cuando es excesivo el gas hidrógeno, y la temperatura no es muy alta, se obtiene gas ácido hidro-sulfúrico (hidrógeno y azufre). No se ha puesto el *boro* en contacto con el gas ácido sulfuroso, y es probable que pueda apoderarse tambien de su oxígeno. El *carbon*, á una temperatura de ascua, lo descompone, se combina con el oxígeno, pasa al estado de gas ácido carbónico ó de gas óxido de carbono, y deja el azufre aislado: una medida de carbon de box absorve 65 medidas de gas ácido sulfuroso en frio. No se conoce la acción que ejerce sobre él el *fósforo*. Si está perfectamente seco, no le causan alteración alguna el *azufre*, el *iodo*, el *cloro* gaseoso, ni el *azoe*: el *iodo* y el *cloro* obran sobre él, si está húmedo ó disuelto en agua, como lo diremos al tratar del ácido sulfuroso líquido: no lo altera el *aire* perfectamente seco, ni exhala en él vapores.

Propiedad esencial. El *agua*, á la temperatura de 20° , y á la presión de 28 pulgadas puede disolver 37 veces su volumen de gas ácido sulfuroso. Metiendo un pedazo de hielo en una campana llena de este gas y puesta en el baño de mercurio, se liquida pronto. El ácido *sulfuroso líquido* concentrado tiene el mismo sabor y olor que el gas: se debilita por la acción del calor que desprende casi todo el ácido. El *iodo* lo trasforma en ácido sulfúrico y pasa al estado de ácido hidriódico; en lo que se ve que se descompone el agua del ácido sulfuroso por el concurso de las dos fuerzas; esto es, la afinidad del *iodo* con el hidrógeno, y la del ácido sulfuroso con el oxígeno. Casi lo mismo sucede con el *cloro*, pues en virtud de las

mismas fuerzas se forma por una parte ácido sulfúrico y por otra ácido hidro-clórico. Puesto en contacto con el gas oxígeno, lo absorbe y pasa al estado de ácido sulfúrico: la misma acción tiene sobre el aire atmosférico.

129. El gas ácido *sulfuroso* no experimenta acción alguna con el *protóxido* y *deutóxido de azoe*; pero presenta fenómenos muy notables cuando se pone en contacto con el gas *deutóxido de azoe*, con oxígeno y una corta cantidad de agua; pues á apenas se han mezclado cuando ya se unen el deutóxido de azoe y el oxígeno para formar ácido nitroso: y el gas ácido sulfuroso roba un poco de oxígeno á una porción de gas ácido nitroso, y le pone en estado de gas deutóxido de azoe, al paso que él se convierte en ácido sulfúrico; este absorbe entonces el ácido nitroso no descompuesto, y se forma en el mismo momento un gran número de copos blancos que se adhieren á las paredes del recipiente en forma de agujas cristalinas; estos copos se forman de ácido sulfúrico concentrado y ácido nitroso: los cuales desaparecen si se quiere, echando un poco de agua, la que se apodera del ácido sulfúrico y deja libre el ácido nitroso. Estos hechos sirven para explicar la teoría de la preparacion del ácido sulfúrico.

Se ignora su acción sobre el gas *óxido de carbono* y sobre el *óxido de fósforo*. Los ácidos *bórico*, *carbónico*, *fosfórico* y *fosforoso* no obran sobre él al parecer. STAHL fue el primero que contempló el ácido sulfuroso como un cuerpo particular.

Se usa del gas ácido sulfuroso para desinfectar los vestidos, y el aire de las piezas no habitadas: se ha probado con experimentos muy recientes que se debe preferir al *cloro* y al *vinagre* para perfumar las cartas que vienen de países en que hay peste: sirve para blanquear la seda, y para quitar del lienzo las manchas de las frutas.

Acción sobre la economía animal. Debe mirarse este gas como un excitante enérgico: irrita las superficies con que se pone en contacto, causando estornudos, lágrimas, tos, ahogamientos &c., según se le aplica á la membrana pituitaria, á la conjuntiva, ó penetra en los bronquios: su impresión sobre la piel es menos viva que sobre los otros tejidos. Si es puro, puede causar la asfixia y la muerte. El gas ácido sulfuroso constituye por sí solo las fumigaciones sulfurosas, cu-

yo uso se hace tan general en las enfermedades cutáneas crónicas: las sarnas mas inveteradas ceden á este remedio que no exige régimen alguno. Algunas enfermedades pediculares, de empeines ó herpes, aunque sean heredadas, las pústulas sifilíticas, la *comezon*, las tiñas inveteradas y tenidas por incurables, se han curado repetidas veces con estas fumigaciones: los dolores de ceática, artríticos y de reumatismos crónicos, las parálisis locales, las *obstrucciones* escrofulosas han cedido mucho á este remedio. Se puede emplear en las gotas serenas incipientes, en los desmayos, los síncope y asfixias.

Composicion. Si admitimos (como parece lo mas exacto) que 100 partes de gas ácido sulfuroso en volúmen, contienen 100 partes de oxígeno en volúmen, no se necesitará para conocer el peso del azufre que entra en su composicion, mas que rebajar la densidad del oxígeno = 1,1036 de la densidad del ácido sulfuroso = 2,234; el número que se obtiene es 1,1304; luego el ácido sulfuroso está formado de 11304 partes de azufre y de 11036 de oxígeno en peso, ó lo que es lo mismo, de 100 de azufre, y 97,63 de oxígeno. THOMSON que considera al ácido sulfuroso como compuesto de un átomo de azufre (cuyo peso es 2), y de dos átomos de oxígeno (cuyo peso es 2) le considera como formado de 100 partes de azufre y de 100 partes de oxígeno.

Peso de un átomo de ácido sulfuroso. Este peso es 4, suma del peso de un átomo de azufre y de dos átomos de oxígeno.

Preparacion. Se ponen en una redomita, á la que se adapta un tubo encorvado, 4 partes de ácido sulfúrico concentrado y una parte de mercurio; se hace calentar la mezcla, y luego que hierve el ácido, se obtiene el gas, que se debe recoger, despues de haber dejado pasar las primeras porciones, mezcladas con aire en campanas llenas de mercurio, porque es muy soluble en el agua: queda en la redoma una masa blanca compuesta de ácido sulfúrico y de óxido de mercurio; de lo que se infiere que se descompone una porcion de ácido, y se trasforma en oxígeno y en gas ácido sulfuroso. Tambien se puede obtener el ácido sulfuroso quemando azufre al contacto del aire; que es lo que se hace en los hospitales para hacer las fumigaciones sulfurosas que necesariamente estan mezcladas con aire. Se puede obtener ácido sulfuroso líquido con el mismo

aparato que el que sirve para preparar el cloro (V. estampa 9, fig. 57.) Se ponen en el balon 3 partes de ácido sulfúrico concentrado, y una parte de paja, de aserraduras de madera, ó de carbon pulverizado; se levanta la temperatura, y el ácido carboniza pronto las dos primeras sustancias; y ya hemos visto (§. 131.) que el carbon trasforma el ácido sulfúrico concentrado en gas ácido carbónico y en gas ácido sulfuroso. Estos dos gases se desprenden juntos; pero el ácido sulfuroso, que tiene mayor afinidad con el agua, hecha el ácido carbónico del frasco F al matraz A, y de este al vaso B, &c. El ácido del primer frasco F es impuro, porque contiene un poco de ácido sulfúrico que se ha volatilizado. Si se calienta el balon muy fuertemente descompone enteramente el carbon una parte del ácido, y el azufre se sublima.

DEL ÁCIDO SULFÚRICO.

El ácido sulfúrico se ha encontrado en muchas grutas en las inmediaciones de los volcanes y en algunas aguas minerales; aunque mas comunmente se le encuentra unido á la cal, la potasa, la sosa &c. Cuando está preparado como conviene, contiene siempre agua, y se presenta en la forma de un líquido sin color ni olor, de una consistencia oleaginosa, y de un sabor ácido muy fuerte: su peso específico es mayor que el del agua: el mas concentrado pesa como 1,85: ennegrece y reduce á puches la mayor parte de las sustancias vegetales y animales.

130. Puesto á la accion del calórico en vasijas tapadas hierve á 300° (centíg.), y se puede destilar. Si se hace pasar el ácido sulfúrico por un tubo de vidrio hecho ascua, se descompone, y se trasforma en 2 volúmenes de gas ácido sulfuroso, y en un volumen de oxígeno. Si en lugar de calentar este ácido se enfría, se congela y se cristaliza, propiedad que debe al agua que entra en su composicion: tambien se verifica este fenómeno bajo cero cuando el ácido está dilatado en un poco de agua. La luz no le hace sufrir accion alguna química. El *fluido eléctrico* lo descompone, y separa azufre, que pasa al polo resinoso, y oxígeno que se combina con un poco de ácido sulfúrico, y con el alambre de platina que representa el polo vítreo. El gas oxígeno no tiene accion sobre el ácido sulfúrico; sin embar-

go, por medios indirectos se puede combinar con el oxígeno, y formar ácido *sulfúrico oxigenado*. (Vease §. 135).

131. El gas hidrógeno no lo descompone sino á una temperatura alta; como por ejemplo en un tubo de porcelana hecho ascua: en este caso se forma agua, gas ácido sulfuroso, ó azufre: á veces tambien se produce gas ácido hidro-sulfúrico, particularmente cuando hay exceso de hidrógeno, y no es la temperatura muy alta. El *boro* descompone probablemente el ácido sulfúrico; pero no se ha hecho todavía el experimento.

Propiedad esencial. Si se hace calentar en una redomita *carbon* en polvo y ácido sulfúrico concentrado, pierde este una parte de su oxígeno, se trasforma en gas ácido sulfuroso, fácil de reconocer en su olor picante, que es lo mismo que el del azufre que arde, y el carbon pasa al estado de gas ácido carbónico. Si la temperatura es mucho mas alta y hay exceso de carbon, se descompone completamente el ácido, y resulta azufre y gas óxido de carbono: en suma puede suceder que el carbon descomponga tambien el agua del ácido, en cuyo caso se obtiene tambien gas hidrógeno carbonado, y una nueva cantidad de gas óxido de carbono. Este experimento puede hacerse en un tubo de porcelana. El *fósforo*, á la temperatura de 100° á 150° , quita tambien al ácido sulfúrico una parte de su oxígeno, lo hace pasar al estado de gas ácido sulfuroso y se trasforma en ácido fosforoso ó fosfórico. El *azufre* no ejerce acción alguna sobre el ácido sulfúrico en frio; pero si se levanta la temperatura hasta 200° , le quita bastante oxígeno para hacerlo pasar, y pasar él mismo al estado de gas ácido sulfuroso. El *iodo*, el *cloro* y el *azoe* no descomponen este ácido.

Puesto al aire el ácido sulfúrico concentrado y puro, atrae la humedad y se debilita; cambia tambien de color, pardea y acaba por ponerse negro: este fenómeno pende de que absorbe las moléculas vegetales y animales suspendidas en la atmósfera y las carboniza al descomponerlas. Hablaremos mas particularmente de esta descomposicion al tratar de las sustancias vegetales.

132. *Propiedad esencial.* Si se mezclan partes iguales de agua y de ácido sulfúrico concentrado, se levanta la temperatura á 84° (centíg.): cuatro partes del mismo ácido y una de

agua hacen subir el mismo termómetro á 105° : en uno y otro caso disminuye muy á la vista el volúmen de la mezcla, como cualquiera se convencerá por el experimento siguiente: póngase en un tubo de vidrio de 30 pulgadas de largo, y cerrado por una de sus extremidades, bastante ácido sulfúrico concentrado para llenarlo hasta la mitad: teniéndolo perpendicular, se le echa agua hasta que se llene; se tapa, y se pone boca abajo: el agua, como mas ligera que el ácido, no tarda en subir, se mezclan los líquidos y se calientan hasta el punto que no se puede tener el tubo en la mano: al cabo de algunos minutos se advierte en la parte superior del tubo un espacio vacío, que prueba la disminucion de volúmen de los dos líquidos, pues no se ha salido una gota en el experimento. El termómetro sube todavía algunos grados cuando á cuatro partes de ácido concentrado se le echa una parte de hielo molido; pero al contrario baja á 20° — 0° mezclando cuatro partes de hielo con una de ácido: este último fenómeno pende de que el hielo absorbe mucho calórico á los cuerpos que le rodean para pasar del estado sólido al estado líquido. Al fin de estos experimentos se halla el ácido sulfúrico mas ó menos débil, y se le puede volver á su grado primitivo de concentracion, que es de 66° del areómetro de BAUMÉ, ó por medio del hervor.

El gas *óxido de carbono* puede quitar al ácido sulfúrico una porcion de su oxígeno, con tal que la temperatura sea bastante alta; y lo mismo hará probablemente el *óxido de fósforo*. El gas *protóxido de azoe* no ejerce accion alguna sobre este ácido.

133. El *ácido bórico* se puede combinar con el ácido sulfúrico y dar origen á un producto que THENARD quiere que se llame ácido *sulfuro-bórico*. Este compuesto sólido, brillante y como nacarado, está en forma de escamas anchas: calentándolo en un crisol, exhala vapores blancos, picantes, formados por el ácido sulfúrico que se desprende. Los ácidos carbónico y fosfórico no tienen accion sobre el ácido sulfúrico.

134. Cuando se hace pasar una corriente de gas ácido *sulfuroso* por ácido sulfúrico cristalino y muy puro, toma este un olor fuerte y un color amarillo pardusco: despide humo cuando se expone al aire, y se pone sólido á una mediana disminu-

ción de temperatura: entonces se llama ácido sulfúrico *glacial*. Este ácido, que se mira como ácido sulfúrico cargado de gas ácido sulfuroso, mas concentrado que el ácido sulfúrico comun; deja sublimar por la acción del calor cristales compuestos, según DULONG, de ácido sulfúrico y de una corta cantidad de agua.

Propiedad esencial. El ácido sulfúrico, aun cuando esté muy dilatado, forma en el agua de barita un precipitado blanco compuesto de ácido sulfúrico y barita, insoluble en el agua y en el ácido nítrico.

Usos. El ácido sulfúrico sirve para preparar la mayor parte de los ácidos, el alumbre, la sosa, el éter, el sublimado corrosivo &c; se emplea para disolver el añil: los curtidores se sirven de él para emporar las pieles, y finalmente es de uso comun como reactivo. Ya quedan explicadas sus propiedades medicinales al tratar de los ácidos en general; pero debemos añadir que es el mas astringente de todos; que es parte *del agua de Rabel*. (Véase *Alcohol*); que entra como en una décima parte en la pomada resolutive, de que se usa con buen efecto en los casos de equimosis y en las sarnas crónicas; en suma que basta dilatarlo en mucha agua para tener la *limonada mineral*, que es una bebida muy agradable, y de la que se puede sacar partido en muchas fiebres.

Composición. El ácido sulfúrico contiene tanto oxígeno como vez y media el ácido sulfuroso; por consiguiente está formado de 100 partes de azufre y de 146,43 de oxígeno. Se conoce que es exacto lo que acabamos de decir, del modo siguiente: descompóngase ácido sulfúrico por medio del calor rojo, y se obtendrán dos volúmenes de gas ácido sulfuroso, y un volumen de gas oxígeno. Supongamos para entenderlo mejor, que estos volúmenes sean 200 pulgadas cúbicas de gas sulfuroso y 100 de oxígeno; y siendo así que en las 200 pulgadas cúbicas de ácido sulfuroso, hay 200 pulgadas cúbicas de oxígeno; debe haber necesariamente 300 en el ácido sulfúrico, ó lo que es lo mismo tanto como vez y media. Suponiendo que el ácido sulfúrico esté formado de un átomo de azufre (cuyo peso es 2), y de 3 átomos de oxígeno (cuyo peso es 3), se ve que está compuesto de 100 partes de azufre y de 150

de oxígeno. Para apreciar estas cantidades hacemos abstracción del agua que contiene, la cual, como ya hemos dicho, es poco mas ó menos la cuarta parte del ácido supuesto seco.

Peso de un átomo de ácido sulfúrico. Este peso es 5, suma del peso de un átomo de azufre y tres de oxígeno.

Preparacion. (Estampa 10. fig. 61). Para prepararlo en los laboratorios, se toma un balon ó globo de vidrio B lleno de aire, y tapado con un tapon que tenga tres agujeros que den paso á dos tubos encorvados, y á un tubo derecho: este sirve para establecer segun se quiera la comunicacion del aparato con el aire; los otros dos comunican con las dos redomas FF, de una de las que se desprende gas nitroso (deutóxido de azoe), y de la otra gas ácido sulfuroso. (Véase la preparacion de estos dos gases). Luego que llegan al balon estos dos gases húmedos, y se hallan en contacto con el aire, cede su oxígeno al gas nitroso (1), y lo hace pasar al estado de ácido nitroso *naranja*; el interior del aparato toma color, y se cubre por dentro el balon de una multitud de cristales blancos que parecen formados de ácido sulfúrico concentrado, que solo contienen un poco de agua, y ácido nitroso seco ó anhidro: entonces ya no es amarillo *naranja* lo interior del balon, pues no tiene color.

Teoría. El gas ácido sulfuroso descompone una parte del gas ácido nitroso que se forma, se apodera de la cantidad de oxígeno necesaria para pasar al estado de ácido sulfúrico, y se combina con la humedad y con el ácido nitroso no descompuesto. (Véase §. 129). Echando un poco de agua sobre estos cristales se descompone; el líquido se combina con el ácido sulfúrico, y el ácido nitroso da gas deutóxido de azoe; por esto se vuelve á poner amarillo *naranja* lo interior del balon (V. ácido nitroso anhidro, §. 140); de suerte que en aquel momento se puede continuar la operacion, porque hay de nuevo en el balon aire, agua, gas ácido sulfuroso, y gas deutóxido de azoe.

Se prepara en grande el ácido sulfúrico con las materias

(1) En efecto, mas adelante veremos que el gas ácido nitroso está compuesto de deutóxido de azoe y de oxígeno.

propias para dar estos dos últimos gases, que se hacen llegar á una pieza ó cuarto grande de plomo llena de aire, y cuyo suelo ó piso, algo en declive está cubierto de agua. Dichas materias son el azufre y el nitrato de potasa. Se calienta sobre una plancha de hierro fundido una mezcla de 8 partes de azufre y una de nitro; la mayor parte del azufre se trasforma á costa del oxígeno del aire, en gas ácido sulfuroso; la otra porcion descompone el ácido nítrico del nitrato, absorbe una parte de su oxígeno, lo cambia en gas nitroso (deutóxido de azoe), y pasa al estado de ácido sulfúrico, que forma sulfato con la potasa del nitro. Los dos gases nitroso y sulfuroso, pasan á la pieza y obran sobre el aire y sobre el agua como se ha dicho. Se continúa la operacion hasta que señale el ácido 40° en el areómetro de BAUMÉ; entonces se saca de la pieza por medio de llaves de fuente, y se hace evaporar en calderas de plomo para volatilizar la mayor parte del agua, ácido sulfuroso y ácido nítrico que contiene. Cuando está á 55° del areómetro de BAUME, se echa en retortas de barro ó de vidrio enlodadas, y se continúa concentrándolo con la accion del calor hasta que señale 66° en el areómetro. En este estado es á propósito para el comercio; pero contiene algo de sulfato de potasa y de sulfato de plomo, que proviene de una porcion de óxido que se forma á costa del plomo de la pieza y del oxígeno del gas ácido nitroso. No se le pueden quitar estas dos sales, sino destilándolo, porque son fijas; para esto se introduce en una retorta de vidrio, cuyo cuello entra en un recipiente vitubulado, sin tapones (porque los carbonizaria el ácido), se calienta por grados la retorta en un horno de reverbero hasta que hierve el ácido; entonces se volatiliza y va á condensarse al recipiente. Para evitar que salte el líquido y los peligros que acompañan á esta operacion, se deben echar en la retorta dos ó tres fragmentillos de vidrio erizados de puntas, y mantener el recipiente, al que pasa el vapor, á la temperatura de 60° a 70° para que no haya tanta diferencia de temperatura entre el recipiente y el vapor del ácido sulfúrico.

DEL ACIDO SULFURICO OXIGENADO.

135. THERNARD acaba de probar que el ácido sulfúrico se puede combinar con una gran cantidad de oxígeno; cuyo nuevo compuesto se obtiene haciendo obrar el ácido hidroclórico oxigenado líquido sobre el sulfato de plata.

Teoría. Se puede representar el ácido hidro-clórico oxigenado por:

(Hidrógeno + cloro) + oxígeno.

y el sulfato de

plata por:

Oxígeno + plata + Acido sulfúrico.

Agua.

Cloruro.

Acido oxigenado

de plata.

El oxígeno del ácido hidro-clórico oxigenado se une con el ácido del sulfato para formar el ácido sulfúrico oxigenado, al paso que la plata y el oxígeno del óxido de plata se combinan, el primero con el cloro, y el segundo con el hidrógeno del ácido hidro-clórico.

El ácido sulfúrico oxigenado es líquido; se desprende parte de su oxígeno á la temperatura del hervor, y pasa al estado de ácido sulfúrico. Puesto en contacto con el óxido de plata, pierde su oxígeno, reduce parte de este óxido, y ocasiona una grande efervescencia. Forma sulfatos oxigenados con los óxidos metálicos. No tiene usos. 135 bis. ¿Existe verdaderamente el ácido sulfúrico oxigenado, ó no se podrá suponer que el oxígeno con que se combina el ácido se une mas bien al agua que contiene? Líquido que tiene la propiedad de absorber gran cantidad de aquel cuerpo; (Véase §. 96). Aun no está decidida esta cuestion.

THENARD ha observado que el agua oxigenada abandona con mucha mas facilidad su oxígeno cuando es pura, que cuando se halla mezclada con alguno de los ácidos que son capaces de oxigenarse, lo cual induce á creer que no depende absolutamente de la presencia del agua la oxigenacion de estos últimos.

136. El ácido iódico es siempre producto del arte: es sólido, blanco, semitransparente, sin olor, mas pesado que el ácido sulfúrico, y de sabor fuerte, ágrío y astringente: enrojece por de pronto los colores azules vegetales y los destruye despues. Si se levanta su temperatura hasta cosa de 200° se descompone enteramente, y se trasforma en iodo y en gas oxígeno. Calentándolo con *carbon* ó *azufre*, se descompone, cede su oxígeno á estos cuerpos simples, y resulta una detonacion. Es inalterable en el aire seco, ligeramente delicuescente en el aire húmedo, y muy soluble en el agua. Evaporada su disolucion se pone como masa y da el ácido iódico sólido privado de agua

El ácido *bórico* sólido se disuelve con el calor en la disolucion de este ácido. El ácido *fosforoso* lo descompone en parte, y pasa al estado de ácido fosfórico, con tal que se levante un poco la temperatura; se desprende iodo, y la porcion de ácido no descompuesta se combina con el ácido fosfórico producido. Si se echa ácido *sulfúrico* ó *fosfórico* gota á gota en una disolucion concentrada y caliente de ácido iódico, se forma un precipitado sólido, compuesto de agua, de ácido iódico, y del uno ó del otro de los ácidos que se le han echado. Este precipitado es fundible al calor, y al enfriarse da cristales de color amarillo pálido.

Propiedad esencial. Echando ácido sulfuroso en la disolucion de este ácido, lo descompone, le quita su oxígeno y separa instantáneamente el iodo. El ácido iódico no tiene usos: lo descubrió GAY-LASAC en 1814; pero este sábio no lo habia obtenido sino en estado líquido y combinado con un poco de ácido sulfúrico. H. DAVY fue el primero que describió las propiedades del ácido iódico puro, privado de agua.

Composicion. Cuando por medio del fuego se descomponen 100 partes de iodato de potasa, se sacan 22,59 de oxígeno (1), y 77,41 de un compuesto de iodo y de potasio: este

(1) El iodato de potasa se compone de ácido iódico y potasa: el mismo ácido se forma de iodo y oxígeno, y la potasa resulta de la union del

último compuesto está formado de 58,937 de iodo, y de 18,473 de potasio; pero esta cantidad de potasio se ha combinado con 3,773 de oxígeno para trasformarse en potasa; luego las 58,937 de iodo han tenido que absorber para pasar al estado de ácido iódico, 18,817 de oxígeno (y en efecto, $3,773 + 18,817$, forman exactamente las 22,59 de oxígeno que da el iodato de potasa): de donde se sigue que el ácido iódico se compone de 58,937 de iodo, y de 18,817 de oxígeno; ó lo que es lo mismo, de 100 de iodo y de 31,927 de oxígeno. Si queremos llegar á conocer la composición de este ácido según la teoría atomística, se hallará que está formado de 100 de iodo, y de 32 de oxígeno, con tal que supongamos que está compuesto, como hace GAY-LASSAC, de un átomo de iodo (cuyo peso es 15,625), y de cinco de oxígeno (cuyo peso es 5).

Peso de un átomo de ácido iódico. Es de 20,625, suma del peso de un átomo de iodo y de cinco de oxígeno.

Preparacion. Se prepara este ácido haciendo llegar protóxido de cloro sobre el iodo: este se apodera del oxígeno del protóxido de cloro, forma ácido iódico y se combinan y quedan unidos con el ácido, el cloro y una porción de iodo. Se levanta la temperatura un poco para volatilizar el compuesto de cloro y iodo, y queda puro el ácido iódico. (Véase estampa 10, fig. 62). A, es el balón en que se produce el protóxido de cloro; B, parte del tubo que contiene cloruro de calcio, puesto en un papel seco, que sirve para secar el gas; R, el recipiente de cuello largo en que se halla el iodo.

DEL ACIDO CLÓRICO.

El ácido clórico que descubrió GAY-LUSSAC en 1814, no se halla nunca en la naturaleza, pero es parte constituyente de los *cloratos*, sales que prepara el arte y que se han conocido hasta el día con el nombre de *muriatos sobre-oxigenados*.

137. El ácido clórico puro es siempre líquido y no tiene color ni olor perceptible sino se calienta un poco: cuando está

potasio con el oxígeno; de donde se sigue que las 22,59 partes de oxígeno del iodato de potasa, estaban combinadas aun mismo tiempo con el iodo y con el potasio.

concentrado es su consistencia un poco oleaginosa; su sabor es muy ácido; enrojece fuertemente la infusión de girasol, y destruye su color al cabo de algunos días. Se puede concentrar á un calor suave sin que se descomponga, ni volatilice: si se calienta mas, se descompone una parte y da oxígeno y cloro; la otra se volatiliza sin mudar de naturaleza. La luz no lo altera, ni parece que el aire le hace experimentar novedad.

Propiedad esencial. El ácido sulfuroso lo descompone aun en frio, le quita su oxígeno, y queda el cloro solo. Solo sirve para formar cloratos.

Composicion. Cuando por medio del fuego se descomponen 100 partes de clorato de potasa seco, se obtienen 38,88 de oxígeno. (1), y 61,12 de un compuesto de cloro y de potasio; este último compuesto está formado de 32,196 de potasio y de 28,924 de cloro; mas esta cantidad de potasio se ha combinado con 6,576 de oxígeno para trasformarse en potasa; luego las 28,924 partes de cloro han tenido que absorber para pasar al estado de ácido clórico 32,304 de oxígeno (y en efecto, 6,576 + 32,304 forman exactamente las 38,88 de oxígeno que da el clorato de potasa); de donde se sigue que el ácido clórico se compone de 28,924 de cloro y 32,304 de oxígeno; ó lo que es lo mismo, de 100 de cloro y de 111,68 de oxígeno; ó de 1 de cloro y $2\frac{1}{2}$ de oxígeno en volúmen. (GAY-LUSSAC). Suponiendo que el ácido clórico esté formado de un átomo de cloro (que pesa 4,5) y de cinco de oxígeno (cuyo peso es 5), se hallará que está compuesto de 100 partes de cloro y de 111,11 de oxígeno.

Peso de un átomo de ácido clórico. Este peso es 9,5, suma del peso de un átomo de cloro y de cinco de oxígeno.

Preparacion. Se echa sobre clorato de barita en polvo (compuesto de barita y ácido clórico) ácido fulfúrico dilatado en cinco á seis veces su peso de agua, y se hace calentar la mez-

(1) El clorato de potasa se compone de ácido clórico y potasa: el mismo ácido se forma de cloro y oxígeno, y la potasa resulta de la union del potasio con el oxígeno; de donde se sigue que las 38,88 partes de oxígeno del clorato de potasa estaban combinadas á un mismo tiempo con el cloro y el potasio.

ela; se forma sulfato de barita insoluble, y ácido clórico que queda en disolucion, se pone aparte una corta cantidad de clorato de barita, que sirve para precipitar el ácido sulfúrico, si por casualidad se halla mezclado con el ácido clórico. Es escusado decir que se ha de lavar con agua destilada el sulfato de barita producido, á fin de disolver todo el ácido clórico que se ha separado.

DEL ACIDO PER-CLÓRICO Ó CLÓRICO OXIGENADO.

138. El ácido per-clórico que ha descubierto el conde de Stadion en estos últimos tiempos, es producto del arte. No puede existir aislado; se obtiene comunmente en estado de liquidez combinado con agua. No tiene color ni olor: enrojece la tintura de tornasol, y no destruye los colores. Expuesto á la accion del *calórico*, se concentra y volatiliza á la temperatura de 140° . La luz no le descompone. Los ácidos *sulfuroso*, *hidro-clórico* é *hidro-sulfúrico* no ejercen accion alguna en él: lo cual le distingue del ácido clórico. Forma *cloratos oxigenados* con los óxidos metálicos. No tiene usos.

Composicion. Descomponiendo por medio del fuego el clorato oxigenado de potasa, se obtiene todo el oxígeno contenido en el ácido clórico oxigenado y en la potasa; y rebajando el total de la cantidad, la porcion de oxígeno que constituye la potasa, se ve el que forma parte del ácido clórico oxigenado, por este medio se llega á probar que este ácido se compone de un átomo de cloro y de siete átomos de oxígeno; ó lo que es lo mismo, de 100 partes de cloro y de 155,25 de oxígeno en peso.

Peso de un átomo de ácido clórico oxigenado. Es de 11,5, suma del peso de un átomo de cloro y de siete de oxígeno.

Preparacion. Se mete en una retorta de cristal una parte de *clorato oxigenado de potasa* (compuesto de potasa y de ácido clórico oxigenado). (Vease *Extraccion del deutóxido* de cloro:) se mezcla con su peso de ácido sulfúrico dilatado en una tercera parte de agua: se levanta la temperatura hasta 140° ; se desprende agua al principio, despues vapores blancos de ácido clórico oxigenado que se condensan en el recipiente, y el ácido que se obtiene de este modo contiene un poco de ácido sulfú-

rico y de ácido hidro-clórico: el primero se separa con agua de barita, y el segundo con óxido de plata.

DEL ACIDO HIPO-NITROSO.

139. GAY-LUSSAC ha admitido en estos últimos tiempos la existencia de un ácido nuevo compuesto de oxígeno y azoe, al cual llama *per-nitroso*, y nosotros creemos que debe llamarse *hipo-nitroso*; porque en efecto es el ácido menos oxigenado de todos los formados por el oxígeno y azoe.

Nunca se ha obtenido aislado el ácido *hipo-nitroso*. Los hechos de que se ha valido GAY-LUSSAC para establecer su existencia son los siguientes: introdúzcanse en una probeta llena de mercurio, un poco de agua alcalina, 400 partes de gas deutóxido de azoe, y 100 partes de gas oxígeno en volúmen, y se verá que estas últimas se combinan con todo el gas deutóxido, y forman ácido *hipo-nitroso*, al cual absorve inmediatamente el agua alcalina; de modo que no queda nada de gas en la campana. Pero es así que 400 partes de gas deutóxido contienen 200 de azoe y 200 de oxígeno en volúmen; luego el nuevo ácido está compuesto de 200 de azoe y de 300 de oxígeno; ó bien, de 100 de azoe y de 158 de oxígeno en volúmen. Si después de esto reflexionamos un poco sobre que el ácido *nitroso*, que se habia considerado como el menos oxigenado de todos los ácidos que forma el azoe, contiene 100 de azoe y 200 de oxígeno en volúmen, nos veremos obligados á admitir la existencia del ácido *hipo-nitroso*, ó de un ácido que contenga menos oxígeno que el ácido *nitroso*.

GAY-LUSSAC cree que el ácido *hipo-nitroso*, se forma tambien cuando se deja por mucho tiempo una disolucion de potasa con el gas deutóxido de azoe; porque entonces se descompone y trasforma este gas en protóxido de azoe y en ácido *hipo-nitroso*; este se une á la potasa, y se obtienen cristales de *hipo-nitrito de potasa*.

A primera vista parecerá que podria desprenderse ácido *hipo-nitroso* echando ácido sulfúrico sobre un *hipo-nitrito*; mas la experiencia enseña sin embargo que no sucede así; es verdad que el ácido sulfúrico se apodera de la potasa; pero tambien el ácido *hipo-nitroso* se descompone inmediatamente y se tras-

forma en deutóxido de azoe que se desprende, y en ácido nitroso que queda en la disolucion.

Peso de un átomo de ácido hiponitroso. Este peso es 4,75, suma del peso de un átomo de azoe y de tres de oxígeno.

DEL ÁCIDO NITROSO.

140. Este ácido lo produce siempre el arte; le notó primero BERZELIUS; le examinó despues GAY-LUSSAC, y sobre él acaba de trabajar con mucho interes DULONG. Se presenta en forma de un líquido cuyo color varía segun la temperatura: es amarillo anaranjado entre 15° á $28^{\circ}+0^{\circ}$ (centíg.): es amarillo leonado á 0° ; casi no tiene color á -10° ; y no tiene color á -20° : sobre $28^{\circ}+0^{\circ}$ se pone rojo; color que es todavía mas subido si se levanta mas la temperatura: su peso específico es de 1,451; tiene un sabor cáustico muy fuerte y un olor desagradable. Pone amarilla la piel.

141. Entra en hervor á la temperatura de 28° , siendo la presion del aire igual á 76 centímetros de mercurio; y se transforma en gas ácido nitroso de color rojo muy subido que aparece en forma de vapores que se llaman *rutilantes*; y del cual basta una corta cantidad para dar color á los gases: puesto á un frio artificial de -10° , se congela en una masa blanca perfectamente trasparente, que despide vapores naranjados cuando se pone en contacto con el aire cuya temperatura está á 4° ó $5^{\circ}+0^{\circ}$ (1). Haciéndole pasar por entre alambres de hierro ó cobre muy finos, y hechos ascua, se descompone, cede su oxígeno al uno ó al otro de estos metales, y se desprende gas azoe; apenas se obtiene hidrógeno; lo que prueba que *este ácido no contiene agua*. No obra sobre el gas oxígeno seco, y solamente le da color; pero si se añade agua á la mezcla, absorve el oxígeno y se transforma en ácido nítrico. Obra sobre los diferentes cuerpos simples y compuestos avidos de oxígeno, como el ácido nítrico, §. 146; pero su accion es todavía mayor.

(1) Hemos verificado este fenómeno con el ácido nitroso anhidro preparado descomponiendo el nitrato de plomo.

142. Cuando se agita con una gran cantidad de *agua*, se descompone, pierde gran parte de gas nitroso, que se desprende y pasa al estado de ácido nítrico blanco. Si al contrario, se echa un poco de este ácido gota á gota en una porcion de *agua*, toma la mezcla un color verde subido, sin desprendimiento de gas nitroso (deutóxido de azoe). He aqui lo que pasa en este caso: una parte del ácido nitroso seco se descompone en ácido nítrico, que se disuelve en el agua, y en gas nitroso, que se combina con la otra porcion de ácido seco no descompuesto; de manera que la mezcla verde se ha de considerar como formada, 1.^o de ácido nítrico trasparente, y 2.^o de ácido nitroso seco combinado con gas nitroso. Finalmente, si se echan en una cantidad determinada de *agua* algunas porciones de ácido nitroso seco, se advierte que desde luego toma la mezcla un color azul verdoso, y se desprende mucho gas nitroso; luego pasa al color verde, que se pone cada vez mas subido, disminuyéndose el desprendimiento de gas nitroso; y por fin llega á ponerse de color amarillo anaranjado, y entonces no se desprende ya gas nitroso. *Viceversa*, si se toma ácido nitroso líquido seco, amarillo naranjado, y se echa agua en él, pasará sucesivamente á verde subido, á verde claro, á azul, á azul verdoso, y en fin á blanco si se le echa bastante agua; en este experimento irá siempre disminuyendo mas y mas el desprendimiento de gas nitroso (deutóxido de azoe). Se sigue de lo dicho que no se ha de considerar como ácido nitroso puro, sino aquel que es de color amarillo naranjado y que no contiene agua: las variedades azules, verdes ó amarillas anaranjadas que se preparan añadiendo agua al ácido anhidro, se forman de una cantidad mayor ó menor de ácido nítrico, de agua, de ácido nitroso y de gas nitroso.

143. Cuando se mezcla el ácido nitroso líquido sin agua con el ácido sulfúrico concentrado, y aun algo dilatado, á una temperatura poco alta, se obtienen prismas cuadrilateros alargados, bastante voluminosos: estos cristales que forman los dos ácidos, dan, puestos en agua, gas ácido nitroso. Este ácido no tiene usos; cuando se respira puro irrita mucho el pecho, y produce una sensacion molesta de constriccion, á que sigue una muerte pronta.

Composicion. Si se descompone este ácido atravesándole un

hilo de hierro ardiendo (Vease §. 141.), y se determina el peso del oxígeno que se ha fijado en el hierro, y el del azoe obtenido en estado de gas, se ve que este ácido está compuesto de 100 partes de oxígeno y 43,90 de azoe: ó de 2 de oxígeno y 1 de azoe en volúmen. Si calculamos su composición por la teoría de los átomos, y suponemos que esté formado de un átomo de azoe (cuyo peso es 1,75), y de cuatro átomos de oxígeno (cuyo peso es 4), se verá que está formado de 100 de oxígeno y de 43,75 de azoe.

Peso de un átomo de ácido nitroso. Es 5,75, suma del peso de un átomo de azoe y de cuatro átomos de oxígeno.

Preparacion. Se mete nitrato de plomo, perfectamente seco, en una retorta de vidrio enlodada (1), el cuello de la retorta entra en un balon vacío vitubulado; uno de los túbulos ó bocas que tiene tapon agujereado, da paso á un tubo de seguridad encorvado, que va á parar al fondo de una probeta vacía, rodeada de una mezcla refrigerante hecha con sal y hielo; se enlodan las junturas, y se calienta por grados la retorta puesta en un horno de reverbero; á poco se observan vapores rojizos; una porcion del ácido nitroso se condensa en el recipiente en un líquido amarillo; otra porcion de color blanquizco se pone sólida en la probeta, y se desprende gas oxígeno; finalmente queda en la retorta protóxido de plomo amarillo. Se ve con evidencia que el ácido nítrico del nitrato seco, se ha descompuesto en oxígeno y en ácido nitroso anhidro.

DEL ÁCIDO NÍTRICO Ó AZÓTICO (agua fuerte).

El ácido nítrico no se ha hallado nunca puro en la naturaleza; se encuentra no obstante combinado con la cal, la potasa y la magnesia: se compone de azoe y de oxígeno; bien que nos convendrá en algunas circunstancias mirarlo como formado de protóxido de azoe y de oxígeno, ó bien de deutóxido de azoe y de una cantidad menor de oxígeno; ó bien todavía de gas ácido nitroso y de una cantidad menor de oxígeno. Nunca.

(1) Este nitrato se compone de protóxido de plomo y de ácido nítrico; y este puede considerarse como compuesto de ácido nitroso y oxígeno.

se ha podido obtener privado de agua, como tampoco al ácido sulfúrico.

144. Es líquido, sin color, trasparente, tiene un olor particular desagradable y un sabor excesivamente ácido: enrojece la infusión de girasol con la mayor energía, y mancha la piel dejándola amarilla antes de desorganizarla: su peso específico, cuando está muy concentrado, es de 1,554.

145. A la temperatura de 150° (centígr.) entra el ácido nítrico en hervor, y da vapores que, condensados en un recipiente, constituyen el ácido nítrico destilado; pero si con un aparato conveniente se hacen pasar estos vapores por un tubo de porcelana ó de vidrio enlodado, y hecho ascua, se descomponen y se obtiene gas deutóxido de azoe, y gas oxígeno: estos dos gases se combinan de nuevo para formar gas ácido nitroso cuando la temperatura se disminuye. Expuesto á un frío de 50° á $55^{\circ} - 0^{\circ}$, se puede helar el ácido nítrico mas concentrado; como resulta de los experimentos de VAUQUELIN en el año 6: entonces se pone amarillo, toma la consistencia de la manteca, y suelta algunos vapores naranjados. La luz del sol descompone en parte el ácido nítrico: la porción descompuesta se trasforma en gas oxígeno, que se desprende, y en gas ácido nitroso que queda disuelto en el ácido nítrico no descompuesto, al que pone primero amarillo y despues naranjado.

146. El gas oxígeno no tiene accion alguna sobre este ácido: sin embargo por medios indirectos se le puede combinar con una gran cantidad de oxígeno y formar ácido *nítrico oxigenado* (Vease §. 149.): no sucede lo mismo á la mayor parte de los cuerpos simples no metálicos que hemos examinado antes, pues casi todos lo descompone quitándole tanto mas oxígeno, quanto es mas fuerte su afinidad con este agente, la temperatura mas alta, y el ácido mas concentrado. Si se hacen pasar juntos y con precaucion, el vapor de ácido nítrico, y un exceso de gas hidrógeno por un tubo de porcelana hecho ascua, se obtiene agua y gas azoe: si es menor la cantidad del gas hidrógeno que se emplea, no resulta mas que agua y gas deutóxido ó protóxido de azoe. Calentando suavemente una redoma que contenga boro y ácido nítrico se forma ácido bórico, y se halla reducido el ácido nítrico á azoe ó á gas protóxido ó deutóxido de azoe.

Propiedades esenciales. 1.º Substituyendo el *carbon* al boro, se obtiene gas ácido carbónico, y gas deutóxido de azoe sin color; pero este no tarda en absorber el oxígeno del aire, pasa al estado de gas ácido *nitroso* naranjado, y se halla la redoma llena de vapores de este color. Entre los ácidos sin color, solo el ácido nítrico da vapores *naranjados* cuando se calienta con polvo de carbon: 2.º La acción del *fósforo* sobre el ácido nítrico es análoga á la del boro y del carbon, solo que es mas viva, porque el fósforo se funde con la mayor facilidad y presenta mas superficie: resulta ácido fosfórico y gas azoe, deutóxido de azoe &c. 3.º Calentando el *azufre* con este ácido pasa al estado de ácido sulfúrico, y se desprende gas deutóxido de azoe. Este cuerpo simple obra con menos energía sobre el ácido nítrico que los otros de que hemos hablado antes. El *iodo* no ejerce acción alguna en frío sobre el ácido nítrico: si se levanta la temperatura, se volatiliza en vapores de color de violeta y no se descompone el ácido. El *cloro* y el *azoe* no tienen acción sobre este ácido. Expuesto al *aire húmedo* espärce vapores blancos.

147. Cuando se mezcla una parte de agua con dos partes de ácido nítrico concentrado, se levanta la temperatura hasta 40° ó 46° (centíg.): añadiendo mayor cantidad de agua, baja la temperatura: en uno y otro caso se halla debilitado el ácido, y por medio del calor puede volver á su grado primitivo de concentracion. El gas *óxido de carbono* y el *óxido de fósforo* quitan cierta cantidad de oxígeno al ácido nítrico. LOWITZ se aprovechó de esta propiedad para privar al fósforo de cierta cantidad de óxido: asi es que si se aplica al fósforo, en parte oxidado, ácido nítrico, hallándose muy divididas las moléculas oxidadas, las ataca mejor el ácido, y las trasforma en ácido fosfórico, mas bien que las del fósforo puro.

El gas *deutóxido de azoe* ejerce sobre él una acción notable; si se va echando por espacio de algunos dias, una burbuja de cada vez, al ácido nítrico puro, muy concentrado y á la temperatura ordinaria, se advierte que este se descompone en parte; el líquido se pone azul, pasa despues á verde, y si se continúa la operacion, acaba por ponerse amarillo naranjado. Estos líquidos, diferentemente colorados, se forman

de una cantidad mas ó menos grande de ácido nítrico, de agua, de ácido nitroso, y de gas nitroso (deutóxido de azoe.)
Teoría. El ácido nítrico descompuesto se puede considerar como formado

de ácido nítrico + oxígeno.

Se hace llegar á el gas..... deutóxido de azoe.

Este gas se apodera del oxígeno, bajo el cual lo hemos colocado, vuelve el ácido nítrico al estado de ácido nitroso, y él mismo pasa á el; el ácido nitroso que resulta queda unido con el agua, con el ácido nítrico no descompuesto, y con una parte del gas nitroso añadido.

148. Los ácidos *bórico*, *carbónico* y *fosfórico* no tienen acción sobre el ácido nítrico. El ácido *sulfúrico* concentrado lo descompone á la temperatura de 100 y algunos grados, se apodera de su agua, y no pudiendo permanecer solo el ácido nítrico, se trasforma en gas ácido nitroso y en gas oxígeno: el experimento se puede hacer mezclando en una retorta cuatro partes de ácido sulfúrico y una de ácido nítrico. Los ácidos *fosforoso* y *sulfuroso*, calentados con el ácido nítrico, se combinan con una porcion de su oxígeno y pasan al estado de ácido fosfórico y sulfúrico. Echando ácido nítrico en una disolucion concentrada de ácido *iódico*, forma cristales romboidales aplanados, compuestos de los dos ácidos. RAIMUNDO LULIO descubrió este ácido en 1225.

Usos: Se emplea para disolver los metales, para lavar los enmaderados, y como reactivo. Se ha mirado por algun tiempo como un poderoso antivenéreo, y se ha administrado como tal en la dosis de 1 á 4 dracmas al dia en dos cuartillos de agua; pero muy pronto enseñó la esperiencia que era inferior á un gran número de otras preparaciones antivenéreas. Entra en la composicion de la pomada oxigenada, que tambien se ha decantado como antivenérea (V. grasa.) Unido al alcohol constituye el espíritu de nitro dulcificado. Tambien puede ser útil en todos casos en que se aconsejan los ácidos (V. §. 115.

Entre los ácidos es el que con mas frecuencia ocasiona envenenamientos: los síntomas á que da lugar son los mismos que los que presentan otras sustancias corrosivas y acres; bien que suele dar color amarillo á la piel de los labios y algunas partes

del canal digestivo. Es verdad que este carácter falta á veces, singularmente en el estómago, cuyas membranas muy inflamadas presentan un color rojo de sangre. Entre los remedios propuestos para neutralizar el ácido y combatir el envenenamiento, el mas eficaz y menos peligroso es la magnesia calcinada y desleida en gran cantidad de agua, pues forma con el ácido un nitrato que apenas tiene acción sobre la economía animal. A falta de magnesia se puede usar con buen efecto el agua de jabon, el carbonato de cal, los ojos de cangrejos &c. (V. mi *Toxicología general*, tom. 1.^o 2.^a edición).

Composicion. Está probado completamente que 133 partes de gas deutóxido de azoe, en volúmen, se trasforman en ácido nítrico cuando se ponen en contacto con 100 partes de oxígeno en volúmen; pero 133 volúmenes de gas deutóxido de azoe se componen de 66,66 de azoe y de 66,66 de oxígeno: luego el ácido nítrico se compone de 66,66 volúmenes de azoe y de 166,66 de oxígeno, ó representando el volúmen del azoe por 1, de un volúmen de azoe y $2\frac{1}{2}$ volúmenes de oxígeno, ó de 35,12 de azoe y de 100 de oxígeno en peso. Calculando la composicion de este ácido segun la teoría de los átomos, y suponiendo que esté compuesto de un átomo de azoe (cuyo peso es 1,75), y de cinco átomos de oxígeno (que pesan 5), se ve que, por el contrario, está compuesto de 100 de oxígeno y de 38,33 de azoe en peso.

Peso de un átomo de ácido nítrico. Es 6,75, suma del peso de un átomo de azoe y cinco de oxígeno.

Preparacion. Se prepara en los laboratorios poniendo en una retorta 16 partes de nitrato de potasa del comercio (1), y 10 partes de ácido sulfúrico concentrado; se adapta á la retorta una alargadera, y á esta un recipiente vitubulado, uno de cuyos túbulos ó bocas sirve para dar paso á un tubo de seguridad encorvado á propósito para recoger los gases: se enlodan todas las junturas, y se calienta por grados la retorta, puesta sobre las ascuas en una hornilla que tenga su laborato-

(1) El nitrato de potasa puro se compone de ácido nítrico y potasa: el del comercio contiene un poco de hidro-clorato de sosa (compuesto de sosa y ácido hidro-clórico).

rio. He aqui los productos y fenómenos de esta operacion, que en cierto modo, se puede dividir en tres épocas: 1.º aparicion de vapores rojizos, formacion de agua, de cloro, y de gas ácido nitroso, que se condensan en el balon: 2.º descolamiento del aparato, vapores blancos, compuestos de ácido nítrico y de agua, que se condensan tambien en el balon: 3.º nueva aparicion de vapores de color rojo subido, formacion de ácido nitroso, y desprendimiento de gas oxígeno: queda en la retorta sulfato de potasa, mas ó menos ácido. *Teoría de la primera época.* El nitrato de potasa del comercio contiene cierta cantidad de hidro-clorato de sosa; el ácido sulfúrico se apodera al mismo tiempo de la potasa y de la sosa, y de consiguiente quedan aislados los ácidos nítrico é hidro-clórico: estos ácidos obran uno sobre otro y se descomponen de manera que forman agua, cloro y ácido nitroso volátiles (V. *Agua regia* §. 154.) Una porcion del gas ácido nitroso obtenido en esta primera época proviene ademas, de que las primeras porciones de ácido nítrico desprendidas del nitrato de potasa, se descomponen por la gran cantidad de ácido sulfúrico con que estan en contacto. (Véase la *tercera época*). En la *segunda época* se descompone solo el nitrato de potasa; porque ya no existe hidro-clorato, y no se obtiene sino ácido nítrico. Finalmente, en la *tercera época* cede el ácido nítrico el agua que contiene al ácido sulfúrico (V. §. 148), y como él no puede existir solo, se descompone en gas ácido nitroso y en gas oxígeno. Resulta de lo que acaba de establecerse que el producto líquido amarillento, condensado en el recipiente al fin de la operacion, se forma de ácido nítrico, de cloro, de ácido nitroso, de agua y de una porcion de ácido sulfúrico que se ha volatilizado. Se purifica calentándolo lentamente en un aparato semejante al precedente, para separar el cloro y el gas ácido nitroso: el aparato se llena pronto de vapores rojizos, y se descolora el ácido contenido en la retorta: entonces se forma ácido nítrico, ácido sulfúrico, y un poco de cloro. Se suspende la operacion, se mete en la retorta nitrato de barita, cristalizado y puro, y se procede de nuevo á la destilazion: el ácido sulfúrico se combina con la barita, forma un compuesto fijo é insoluble, al paso que se volatiliza el ácido nítrico y el cloro. Tambien se destila este ácido con el nitrato de plata cristalizado,

el cual se apodera del cloro, y quedando entonces el ácido desembarazado de toda materia estraña, se volatiliza y va á condensarse al recipiente.

Se prepara este ácido en grande, calentando el nitrato de potasa y el ácido sulfúrico en tubos de hierro colado, que se hace comunicar por medio de alargaderas, con pilones de barro duro en que se recoge el ácido. Se emplean 42 libras de ácido sulfúrico, y 95 de nitro, y se obtiene sulfato de potasa, que apenas está ácido. En otro tiempo se preparaba con nitro y arcilla.

DEL ACIDO NITRICO OXIGENADO

149. THENARD acaba de descubrir este ácido, que no se halla puro en la naturaleza. Es semejante al anterior en sus propiedades físicas. Abandona su oxígeno si se cuece por algun tiempo, y pasa al estado de ácido nítrico. Disuelve perfectamente todos los metales que puede disolver el ácido nítrico ordinario: en lo general, se verifica esta disolucion sin desprendimiento de gas, porque el metal queda oxidado por el oxígeno del ácido oxigenado. No ataca al oro.

Unido con los óxidos metálicos forma sales que descompone fácilmente el calor, y que por consiguiente es difícil que cristalicen. Disuelve con la mayor facilidad los per-óxidos de manganeso y de plomo, propiedad que no tiene el ácido nítrico ordinario. THENARD cree que está formado de un volumen de azoe y tres de oxígeno. No tiene usos. La misma duda ponemos sobre la existencia de este ácido, que sobre la del ácido sulfúrico oxigenado (Véase §. 135 bis.).

149. bis. Preparacion. Se disuelve en ácido nítrico débil el deutóxido de bario, debilitado y dilatado en siete á ocho veces su peso de agua, y se obtiene una disolucion neutra á que se añade ácido sulfúrico, que trasforma el deutóxido de bario en protóxido y en oxígeno: este queda unido al ácido nítrico, al paso que el protóxido se combina con el ácido sulfúrico, da origen al proto-sulfato de barita blanco insoluble, que se precipita. Se decanta el líquido en el cual se halla el ácido nítrico oxigenado, que se puede concentrar poniéndole en una cápsula bajo el recipiente de una máquina pneumática, al lado de otra que tenga cal viva, y haciendo el vacío.

ARTÍCULO V.

De las combinaciones del floro con los cuerpos simples examinados antes.

DEL ACIDO HIDRO-FTÓRICO (FLUÓRICO).

150. El ácido hidro-ftórico (fluórico) no se hallado jamas en la naturaleza. Preparado por el arte, se presenta en forma de un líquido sin color, de un olor muy penetrante, y de un sabor cáustico insoportable: enrojece la infusion de girasol con mucha energía; se ignora cual es su peso específico.

Entra en hervor á 30° poco mas ó menos, y no se congela á 40° — 0. No tiene accion alguna sobre él el gas oxígeno, ni las *sustancias simples no metálicas*. Expuesto al aire esparce vapores blancos muy espesos. El agua se combina con él en todas proporciones: cada gota de ácido que se deja caer en el agua desprende tal calor, que se oye un ruido semejante al que haria si se metiese en ella un hierro hecho ascua, de suerte que seria peligroso echar en el agua de una vez cierta cantidad de ácido hidro-ftórico. No tiene accion sobre los *oxidos de carbono*, de *fósforo*, y de *azoe*, ni sobre los ácidos que quedan examinados. Si se pone á la accion de la *pila* ó columna de VOLTA el ácido hidro-ftórico líquido privado de agua, despide vapores espesos y se descompone: el gas hidrógeno pasa al polo resinoso, y el *floro* atraído por el fluido vítreo, se combina con el alambre de platina, que está á la estremidad de este polo, lo corroe, y forma un polvo de color de chocolate, compuesto sin duda de floro y de platina.

SCHEELE fue el primer químico que habló del ácido fluórico, pero no se había obtenido concentrado antes de las indagaciones de GAY-LUSSAC y THENARD. AMPERE indicó que está formado por el hidrógeno y un radical, y DAVY ha hecho un gran número de experimentos para apoyar esta asercion. Se usa de él para grabar sobre el vidrio, (V. Vidrio).

Composicion. Todo induce á creer que el ácido fluórico se compone de hidrógeno y floro; no obstante, algunos quími-

cos creen que esta formado por este cuerpo y el oxígeno.

Preparacion. (Est. 10, fig. 63.) Se toma una retorta de plomo compuesta de dos piezas A, B, que entre con frotamiento la una en la otra, se mete en la mitad A, una parte de fluoruro de calcio (fluato de cal), blanco, cristalizado, puro, pasado por tamiz, y se deslíe en dos partes de ácido sulfúrico concentrado; se adapta la mitad superior B, á la parte inferior A; el cuello de esta retorta entra en un recipiente de plomo E, de una forma particular, que se rodea de hielo; y que termina en una boca muy pequeña: se pone el aparato en una hornilla, se enlodan las dos piezas de la retorta con barro, y la juntura del cuello con lodo ó betun graso; se calienta lentamente para que no se funda el plomo, y se obtiene en el recipiente ácido hidro-ftórico líquido, quedando en la retorta sulfato de cal, de que se infiere que el fluoruro de calcio y una porcion del agua contenida en el ácido sulfúrico se han descompuesto; el ftoro se ha unido al hidrógeno del agua para formar ácido hidro-ftórico (fluórico), y el calcio se ha combinado con el oxígeno de este líquido para pasar al estado de cal, que queda en la retorta combinada con el ácido sulfúrico. Se desace el aparato para sacar el ácido y conservarlo en frascos de plata, cuyo tapon esté pulimentado en extremo. Es necesario evitar, 1º el uso de vasos de vidrio, cuyo silex disolveria este ácido: 2º el de tapones que tapen mal, porque se escaparia el ácido en vapores: 3º el contacto de estos vapores que son en exceso cáusticos.

DEL ACIDO FTORO-BÓRICO (FLUO-BORICO).

151. El gas ácido ftoro-bórico es siempre producto del arte, no tiene color, su olor es picante y sofocante, análogo al del gas ácido hidro-clórico: enrojece la infusion de girasol con energía, apaga los cuerpos encendidos, y su peso específico es de 2,371. No le altera ninguno de los fluidos imponderables, ni el oxígeno, ni ningun otro de los cuerpos simples que llevamos estudiados hasta aquí.

Propiedad esencial. Espuesto al aire ó á la accion de otro cualquiera gas húmedo se apodera con avidéz del agua que contenga y produce vapores espesos con esceso, de suerte que

puede servir con el mejor efecto, para saber si un gas está seco ó húmedo.

El agua á la temperatura y presión comun, puede disolver, segun JOHN DAVY, setecientas veces su volúmen de este gas, lo que hace cerca de dos veces su peso; de lo que resulta que es mucho mas soluble que el gas ácido *hidroclórico*. El ácido *ftoro-bórico* líquido concentrado es cristalino, fumante, y muy cáustico; cuando se calienta pierde $\frac{1}{2}$ del gas que contiene. Los óxidos de *carbono*, de *fósforo* y de *azoe*, y los ácidos antes reconocidos, no obran sobre él. Le descubrieron GAY-LUSSAC y THENARD en 1809. No tiene usos.

Composicion. No se conocen todavía las proporciones en que el boro y el ftoro entran á componer este ácido.

Preparacion. Se introduce en una redomita de vidrio, ó mejor de plomo, con su tubo encorvado, dos partes de ftoruro de calcio puro en polvo y una de ácido bórico vitrificado y pulverizado; se mezclan íntimamente con doce partes de ácido sulfúrico concentrado, y se calienta; algunos minutos despues se desprende el gas que va á pasar á las campanas llenas de mercurio; no se aprovecha hasta que esparce en el aire vapores en extremo densos, y no es puro hasta que el agua le absorve enteramente. *Teoría.* El ácido bórico se descompone, el boro se une al ftoro, y produce el gas de que hablamos, mientras que el oxígeno se dirige al calcio, y forma la cal que queda combinado con el ácido sulfúrico.

ARTÍCULO VI.

De las combinaciones del hidrógeno con los cuerpos simples examinados antes.

Los compuestos cuyas propiedades debemos examinar son siete: tres ácidos: á saber, el ácido hidro-clórico, el ácido hidródico y el ácido hidro-sulfúrico; se designan con los nombres generales de *hidrácidos*. Lo otros cuatro son el gas hidrógeno carbonado, hidrógeno proto y deuto-fosforado, y el gas hidrógeno azoado (amoniaco.) Vamos á comenzar por los *hidrácidos* para no interrumpir la serie de los ácidos formados por los cuerpos simples no metálicos.

Del *ácido hidro-clórico* (muriático.) El *ácido hidro-clórico* se encuentra en gran número de aguas termales de América; pero se halla principalmente combinado con óxidos metálicos en estado de hidro-clorato. Separado de las sustancias que lo pueden dar, es gaseoso.

152. *Gas ácido hidro-clórico.* No tiene color, es trasparente, elástico, tiene un olor que ahoga, y un sabor acre cáustico; enrojece fuertemente la infusión de girasol y apaga las luces: antes de que desaparezca la llama, se pone verdosa su parte superior. Su peso específico es de 1,2474.

No lo descompone el *calórico*, ni muda de estado aunque se exponga á un frío de 50° — 0. Refracta la luz, y su poder refringente es de 1,19625. Puesto á una corriente de chispas *eléctricas*, se descompone en hidrógeno y en cloro gaseoso. A ninguna temperatura tiene acción sobre el gas *oxígeno*, ni sobre las *sustancias simples no metálicas* puras. Una medida de carbon de box absorbe 85 medidas de gas *ácido hidro-clórico*. *Propiedades esenciales.* Expuesto al aire húmedo se combina con el agua suspendida en la atmósfera, y esparce vapores blancos bastante espesos que tienen un olor picante.

2^o. Si se destapa un frasco lleno de gas *ácido hidro-clórico*, después de haberlo metido perpendicularmente en el *agua* de un barreño, el líquido se lanza con fuerza al frasco, disuelve en un abrir y cerrar de ojos la totalidad del gas y llena el frasco. Si se mete un pedazo de hielo en una campana llena de este gas, se funde con tanta rapidez como sobre las ascuas, y se halla absorbido el gas en algunos instantes. Se ha probado que el agua, á la temperatura de 20° y á la presión de 28 pulgadas de mercurio, podía disolver 464 veces su volumen de gas *ácido hidro-clórico*, ó las $\frac{22}{100}$ de su peso. Disuelto así en el agua, constituye el *ácido hidro-clórico líquido*, sin color, cuyo peso específico es, según THOMSON, de 1,203 cuando está saturado á $15^{\circ},5$. Expuesto al aire este *ácido líquido concentrado*, pierde una porción de gas y despidé vapores blancos: pierde mas si se calienta, y en uno y otro caso se debilita. Los *óxidos de carbono*, de *fósforo* y de *azoe* no tienen

accion sobre el gas ácido hidro-clórico: lo mismo les sucede á los ácidos *bórico*, *carbónico*, *fosfórico* y *fosforoso*.

153. El ácido *sulfúrico* muy concentrado, mezclado con el ácido hidro-clórico líquido, tambien muy con centrado, se apodera del agua que este contiene, se levanta la temperatura, y resulta una efervescencia viva, que se debe al desprendimiento del gas ácido hidro-clórico. El ácido *iódico* lo descompone inmediatamente, descomponiéndose él mismo; el oxígeno del uno se apodera del hidrógeno del otro, mientras que el iodo se combina con el cloro. El protóxido de cloro y el ácido clórico, descomponen este ácido en frio, el oxígeno forma agua con el hidrógeno del ácido hidro-clórico, y queda aislado el cloro de los dos ácidos.

154. La accion del ácido *nítrico* sobre este cuerpo es muy importante. Si los dos ácidos son débiles, no hacen mas que mezclarse en frio; pero si estan concentrados, se descomponen en parte, aun en frio, ya esten en estado líquido, ó que el ácido hidro-clórico esté en estado de gas; y resulta de ello un ácido líquido de color rojo amarillento, conocido mucho tiempo hace con el nombre de *agua regia*, porque disuelve el oro, que se llamaba en otro tiempo el *rey de los metales*. Los productos de esta descomposicion son agua, cloro y ácido nítrico. *Teoría.* El ácido nítrico se forma

de oxígeno + ácido nitroso.

y el ácido hidro-clórico

de hidrógeno + cloro.

El oxígeno del uno se combina con el hidrógeno del otro y forma agua; una parte del cloro aislada se desprende en estado de gas, la otra parte queda en el líquido: lo mismo sucede con el ácido *nitroso*; pero la cantidad de este ácido que queda en disolucion en el líquido es tanto mayor cuanto mas ácido nítrico se emplee, de lo que resulta que el *agua regia* se forma de ácido nitroso, de cloro, de agua y de los ácidos nítrico é hidro-clórico no descompuestos. El gas ácido *nitroso* no ejerce accion alguna sobre el ácido hidro-clórico. Débese al parecer á GLAUBERO el descubrimiento de este ácido.

Usos. Se emplea este ácido para hacer el *agua regia* y al-

gunos hidro-cloratos, para analizar un gran número de minerales y para separar la cal del añil que se saca del pastel &c. Se usa de él en la medicina, 1º en todos los casos en que estan indicados los ácidos: 2º para preparar los pediluvios irritantes: 3º para tocar las aftas gangrenosas, á cuyo efecto se mezcla con dos veces su peso de miel y se aplica una corta cantidad de la mezcla con un pincel hecho de hilas: 4º se emplea tambien en esta misma enfermedad en forma de gargarismo, y en este caso debe estar dilatado en agua: 5º en fin se pretende haberlo aplicado á la tiña con buen efecto, mediante un unguento hecho con manteca y este ácido.

Composicion. Si combinándose un volúmen de cloro y otro de hidrógeno se obtienen dos volúmenes de ácido hidro-clórico, es evidente, 1º que se unen los dos gases sin ninguna contraccion aparente: 2º que el ácido hidro-clórico se compone de partes iguales de cloro é hidrógeno en volúmen: y 3º que su densidad es igual á la mitad de la suma de la del cloro y del hidrógeno. Si reducimos estos volúmenes al peso, tendremos 1 de hidrógeno y 33,73 de cloro; y suponiendo con THOMSON que el ácido hidro-clórico está formado de un átomo de hidrógeno (cuyo peso es 0,125), y de otro de cloro (que pesa 4,5), se verá que esta compuesto de una parte de hidrógeno y de 36 partes de cloro en peso (1).

Peso de un átomo de ácido hidro-clórico. Es 4,625, suma del peso de un átomo de hidrógeno y de otro de cloro.

Preparacion. Se pone en una retorta, á la que se adapta un tubo encorvado, sal morena, que se forma principalmente de hidro-clorato de sosa; se le añade un poco de ácido sulfúrico concentrado, que se apodera de la sosa, y deja aislado el gas ácido hidro-clórico que se recoge sobre el mercurio, despues de dejar pasar las primeras porciones que contienen aire. Para obtener este ácido líquido se usa del aparato que hemos descrito al tratar del cloro (V. est. 9, fig. 57); se me-

(1) Esta diferencia entre las proporciones, calculadas segun los volúmenes ó los átomos, consiste unicamente en que las densidades del hidrógeno y del cloro, que han servido de base al cálculo, no son las mismas. THOMSON admite que la densidad del hidrógeno es 0,694 y la del cloro 2,500; pero nosotros creemos que la primera es 0,7321 y la segunda 2,470.

ten en el matraz D, diez libras de sal morena, y en los frascos A, B, ocho libras de agua destilada; se pone un poco de agua en el vaso F, á fin de condensar las materias extrañas; se enlodan todas las junturas, y se echan poco á poco por el tubo V, E, siete libras y media de ácido sulfúrico dilatado en el tercio de su peso de agua; el gas se desprende inmediatamente, y se disuelve en el agua de los diferentes frascos: hasta que pasan algunas horas, y que se haya echado todo el ácido no se ha de levantar la temperatura, y se ha de continuar el calor hasta que ya no se desprenda nada de gas. Si se conduce la operacion como se acaba de decir, se obtienen doce libras de ácido hidro-clórico líquido concentrado, y el agua del primer frasco F, no toma color amarillo hasta el fin; fenómeno que se debe á la formacion de un aceite animal amarillo, producido por la descomposicion del *mucus* que contiene la sal del mar. Si se calienta la mezcla al principio, se verifica mas pronto la descomposicion del *mucus*, y tarda poco en tomar color el agua del primer frasco. Finalmente si en lugar de sal morena, se toma sal de los salitreros que contiene nitratos (la otra no los contiene), se obtiene á mas del ácido hidro-clórico, cloro y ácido nitroso, que dan tambien al ácido el color amarillo. En todo caso luego que ya no se desprende gas se debe echar agua hirviendo en el matraz D, á fin de disolver y apartar el sulfato de sosa que se forma, sin lo cual se adheriria fuertemente á la parte interior del matraz.

DEL ÁCIDO HIDRO-CLÓRICO OXIGENADO.

155. THENARD acaba de descubrir este ácido, que es líquido, no tiene color, casi ningun olor, y es muy ácido. Abandona cierta cantidad de oxígeno á la temperatura de hervor. Puesto en contacto con el zinc le cede su oxígeno; y el óxido de zinc formado de este modo se disuelve en el ácido hidro-clórico: no hace efervescencia. No ataca al oro, á lo menos por espacio de algunos minutos. Si se le echa sobre el óxido de plata, se descompone descomponiendo el óxido, y se desprende gas oxígeno, que produce gran efervescencia.

Teoría. El ácido oxigenado se puede representar por:

(hidrógeno + cloro) + oxígeno
y el óxido por: oxígeno + plata.

Agua	cloruro de plata.
------	----------------------

El hidrógeno del ácido se une al oxígeno del óxido para formar agua, al paso que el cloro se combina con la plata, y da origen al sub-cloruro de plata violado é insoluble, quedando libre el oxígeno del ácido oxigenado.

156. Se obtiene el ácido hidro-clórico oxigenado, disolviendo deutóxido de bario en el ácido hidro-clórico, y precipitando la disolución por medio del ácido sulfúrico, como hemos dicho §. 149 *bis*. El ácido hidro-clórico oxigenado obtenido por este medio es además susceptible de sobre-oxigenarse, para lo cual no se hace más que saturarle de deutóxido de bario, y echar de nuevo en él el ácido sulfúrico. Cuando después de haber repetido cinco ó seis veces esta operación, se note que el ácido no toma ya más oxígeno, se le puede sobre-oxidar del modo siguiente: se le echa en sulfato de plata; se forma al instante ácido sulfúrico oxigenado, agua y cloruro de plata, §. 135; se filtra, se mezcla el ácido sulfúrico oxigenado que se ha obtenido con el ácido hidro-clórico, pero en menor cantidad que lo que contiene el ácido hidro-clórico oxigenado de que nos servíamos al principio: en este caso se echa en la mezcla de ácido sulfúrico oxigenado, y de ácido hidro-clórico, bastante agua de barita para precipitar todo el ácido sulfúrico, el cual al deponerse cede su oxígeno al ácido hidro-clórico, y le hace pasar al estado de ácido sobre-oxigenado. Por este medio ha llegado THENARD á obtener ácido hidro-clórico oxigenado que contenía diez y seis veces tanto oxígeno como el ácido hidro-clórico verdadero. Las mismas dudas tenemos sobre la existencia de este ácido que sobre la del ácido sulfúrico oxigenado. (V. §. 135 *bis*.)

DEL ÁCIDO HIDRIÓDICO.

157. El ácido hidriódico, que descubrió GAY-LUSSAC en 1814, se presenta en forma de gas, sin color, cuyo olor se parece al del gas ácido hidro-clórico; su sabor es muy ácido, picante y astringente, su peso específico es de 4,4430; enrojece la infusión de girasol, y apaga los cuerpos encendidos. Se descompone en parte á una temperatura de ascua, pero es completa su descomposicion si se mezcla con gas oxígeno, entonces se forma agua y queda el iodo aislado.

Propiedad esencial. El cloro lo descompone inmediatamente, le quita el hidrógeno, con el que produce ácido hidro-clórico, y se presenta el iodo en vapores de hermoso color de púrpura, que se precipitan poco á poco y que se vuelven á disolver en un exceso de cloro. El agua disuelve mucha cantidad de este gas, lo que constituye el ácido líquido. Este ácido, así como el sulfúrico, pierde una porción de su agua, y se concentra por el calor; mas arriba de 125° (centíg.) comienza á destilar, y hierve á 128° . Expuesto al aire este ácido líquido concentrado, despide vapores, como el ácido hidro-clórico, toma color rojo oscuro, y se altera, porque el hidrógeno absorbe el oxígeno del aire y con él forma agua; y el iodo, en lugar de precipitarse se disuelve en la porción de ácido no descompuesto, y la da color; de lo que se sigue que el iodo tiene mucha afinidad con el ácido hidriódico. El ácido sulfuroso no le hace experimentar alteracion alguna. El ácido iódico lo descompone descomponiéndose él mismo; cede su oxígeno al hidrógeno del ácido hidriódico para formar agua, y se precipita el iodo perteneciente á los dos ácidos. Los ácidos sulfúrico, nítrico y nítrico concentrados le descomponen igualmente, y precipitan el iodo. No tiene usos.

Composicion. Si se descompone un volúmen de gas ácido hidriódico por medio del mercurio, del cloro &c., se ve que está formado de medio volúmen de hidrógeno y de otro medio de vapor de iodo; ó lo que es lo mismo, de 100 de iodo y de 0,833 de hidrógeno en peso. Si calculamos la descomposicion de este gas por la *teoría de los átomos*, y suponemos que está formado de un átomo de iodo (cuya peso es 15,625), y de otro

de hidrógeno (que pesa 0,125), hallaremos que se compone de 100 de iodo y de 0,800 de hidrógeno en peso.

Peso de un átomo de ácido hidriódico. Es de 15,750, suma del peso de un átomo de iodo y de otro de hidrógeno.

Preparacion. Se puede preparar este gas poniendo ioduro de fósforo, hecho con 16 partes de iodo y una de fósforo, en una retorta pequeña, á la que se adapta un tubo encorvado que va á terminar bajo las campanas llenas de mercurio: se rocía el ioduro con un poco de agua, y se obtiene gas ácido hidriódico y fósforo acidificado, que queda en la retorta; de lo que se infiere que se descompone el agua, el hidrógeno pasa al iodo, y el oxígeno al fósforo. Se puede obtener el ácido hidriódico líquido haciendo pasar gas ácido hidro-sulfúrico á una probeta que contenga agua y iodo; este descompone el ácido hidro-sulfúrico, se apodera del hidrógeno para pasar al estado de ácido hidriódico, y el azufre se precipita: se deja reposar el precipitado y se filtra el líquido; despues se calienta para echar fuera el exceso de ácido hidro-sulfúrico, y se conserva á cubierto del contacto del aire.

DEL ACIDO HIDRO-SULFURICO (hidrógeno sulfurado.)

El ácido hidro-sulfúrico se encuentra en ciertas aguas minerales; se suele producir en los parages en que hay materias animales en putrefaccion, y se encuentra en las letrinas. Obtenido por el arte es gaseoso.

158. Gas ácido hidro-sulfúrico. No tiene color, es trasparente, elástico, tiene un olor fétido muy desagradable, análogo al de los huevos podridos; apaga los cuerpos encendidos, y enrojece la infusion de girasol; descolora una multitud de sustancias vegetales, como la disolucion del añil en el ácido sulfúrico, la orchilla, algunas decocciones, y la misma infusion de girasol que enrojece al principio &c. En todas estas sustancias queda el color enmascarado y no destruido, pues basta volatilizar el gas, calentándolo para que vuelva á aparecer el color primitivo: su peso específico es de 1,1912.

Cuando se le hace pasar por un tubo de porcelana hecho ascua, se descompone en parte en hidrógeno y en azufre, y es probable que se descompondria enteramente si se le pusiese á la accion de un fuego muy vivo. Luz: no se conoce su poder.

refringente. Una corriente de chispas eléctricas separa el hidrógeno y se precipita azufre, según HENRY.

159. El gas oxígeno no ejerce acción sobre él en frío; pero si se levanta la temperatura, se apodera al mismo tiempo del hidrógeno, con el que forma agua, y del azufre que transforma en gas ácido sulfuroso. Este experimento se puede hacer en el eudiómetro de mercurio. El hidrógeno y el boro no tienen acción sobre este ácido. Una medida de carbon de box puede absorber 55 medidas de gas ácido hidro-sulfúrico: cuando se pone en contacto con el gas oxígeno impregnado de este modo, el oxígeno descompone el ácido hidro-sulfúrico, se apodera de su hidrógeno para formar agua, y el azufre queda libre: fenómeno que va acompañado de gran desprendimiento de calor. El azufre no se puede combinar con él directamente; no obstante hay un líquido de consistencia oleaginosa conocido con el nombre de hidruro de azufre, que parece resultar de la disolución del azufre en extremo dividido en este gas ácido.

Propiedades esenciales. 1º El iodo lo descompone, se apodera de su hidrógeno para formar ácido hidriódico, y deja el azufre solo.

2º Si se mezclan á la temperatura ordinaria partes iguales en volúmen de cloro gaseoso y de este gas, se verifica inmediatamente la descomposición con desprendimiento de calórico y sin luz: se forma ácido hidro-clórico, y se precipita el azufre. Si es mas abundante el cloro, se obtiene además de estos productos cierta cantidad de cloruro de azufre. El azoe no tiene acción sobre él.

3º Cuando se acerca una vela encendida á la boca de una campana llena de gas ácido hidro-sulfúrico, se inflama este, y no tarda en verse tapizada interiormente la campana de azufre amarillo: el oxígeno del aire prefiere combinarse con el hidrógeno y forma agua; tambien se une con una porción de azufre, que hace pasar al estado de ácido sulfuroso, y se deposita la otra porción de azufre.

El azoe no tiene acción sobre él. El agua, á la temperatura ordinaria, puede disolver tres veces su volúmen de este gas, lo que constituye el ácido hidro-sulfúrico líquido. Todavía no se ha decidido si ejerce alguna acción sobre los ácidos bórico, carbónico y fosfórico: es probable que descom-

ponga algunos á una temperatura alta, en especial aquellos cuyo cuerpo simple tiene poca afinidad con el oxígeno.

Si se introduce en una campana puesta sobre mercurio, como 2 partes y $\frac{1}{4}$ de gas ácido hidro-sulfúrico, y una parte de gas ácido *sulfuroso*, se descomponen inmediatamente estos dos ácidos, si estan húmedos, y muy lentamente si estan bien secos: el oxígeno del ácido sulfuroso forma agua con el hidrógeno del ácido hidro-sulfúrico, y el azufre, que hace parte del uno y del otro de estos gases, se precipita. El ácido hidro-sulfúrico descompone repentinamente á la temperatura ordinaria los ácidos *iódico*, *clórico* y *nitroso*; los cuales ceden todo su oxígeno ó parte de él al hidrógeno del ácido hidro-sulfúrico; se forma agua y se precipita el azufre. El ácido hidro-sulfúrico descompone igualmente al ácido nítrico concentrado y puro; se desprende gas deutóxido de azoe (gas nitroso) y se precipita azufre; pero no hay descomposicion cuando el ácido está dilatado en tres partes de agua.

Usos. Este ácido se emplea en los laboratorios para distinguir varias disoluciones metálicas, y á veces tambien para separar los metales. Su accion sobre la economía animal es de las mas dañosas: hace caer en asfixia y mata los animales que lo respiran, aun cuando esté mezclado con mucho aire. Según DUPUYTREN y THENARD, basta $\frac{1}{1000}$ de este gas en la atmósfera para hacer perecer los pájaros que haya en ella: $\frac{1}{100}$ y á veces $\frac{1}{300}$ da la muerte á los perros mas robustos. La asfixia, que se conoce con el nombre de *plomo*, á que estan expuestos los poceros que entran en los pozos de basura, se debe atribuir principalmente á este gas. Basta exponer á su accion cualquiera parte del cuerpo para experimentar efectos funestos como lo probó CHAUSIER: lo mismo sucede cuando se inyecta en el tejido celular, el estómago, en los intestinos gruesos, la pleura, los vasos, &c. En estas diferentes circunstancias pone el gas ácido hidro-sulfúrico todos los órganos en un estado adinámico. Nunca se usa en la medicina en estado de gas. El mejor medio para desinfectar una atmósfera en que esté extendido, se reduce á hacer fumigaciones de *cloro* (ácido muriático oxigenado), el que como se ha dicho, tiene la propiedad de trasformarlo en gas ácido hidro-clórico, y de precipitar el azufre. Su accion es mucho menos fuerte sobre la

economía animal cuando está en estado de líquido: en este caso no pasa de excitar la piel y de modificar sus propiedades vitales: así es que se emplea con el mejor efecto en una porción de exantemas crónicos. Las aguas minerales sulfurosas de Barges, de Coterets, de Bagnères, de Luchon, de Bonnes, &c. deben sus principales propiedades á este ácido, y es notorio cuan ventajoso es su uso á las personas que tienen enfermedades crónicas en la piel, escrófulas, reumatismos crónicos, obstrucciones reumáticas, parálisis, úlceras inveteradas tenaces, hidropesía en las articulaciones, supuraciones internas, y principalmente en las de los órganos del bajo vientre. Al principio de ciertas tísis, y en algunos casos de opresiones nerviosas del pecho han surtido estas aguas el mejor efecto. Se hacen tomar interiormente con leche ó con una decocción emoliente; se comienza regularmente por una botella de esta bebida: también se usa de ellas en baños, y recibéndolas en chorro. Las aguas sulfurosas artificiales bien preparadas desempeñan las mismas indicaciones.

Composicion. Si por medio del estaño y del calor se descomponen 100 partes de gas ácido hidro-sulfúrico en volúmen, se obtienen 100 partes de gas hidrógeno; luego contiene un volúmen de hidrógeno igual al suyo; de donde se sigue que se compone de 93,855 de azufre y de 6,145 de hidrógeno en peso. (V. §. 3). Si suponemos al ácido hidro-sulfúrico compuesto de un átomo de azufre (cuyo peso es 2), y de otro de hidrógeno (que pesa 0,125), se verá que está formado de 93,855 de azufre y de 5,868 de hidrógeno (1).

Peso de un átomo de ácido hidro-sulfúrico. Este peso es de 2,125, suma del peso de un átomo de hidrógeno y de otro de azufre.

Preparacion. Se hace calentar lentamente en una redomita sulfuro de antimonio pulverizado (compuesto de azufre y antimonio), y 4 á 5 partes de ácido hidro-clórico líquido del comercio; se obtiene gas ácido hidro-sulfúrico puro que se

(1) Estos números resultan de admitir, como lo hace THOMSON, que la densidad del ácido hidro-sulfúrico es de 1,180 en vez de 1,1912, y que la del hidrógeno es 0,0694 en vez de 0,07321.

recoge sobre el agua ó sobre el mercurio, y queda en la redoma proto-hidro-clorato de antimonio. Es evidente que se descompone el agua; el hidrógeno se une al azufre, y el oxígeno se combina con el antimonio, y le pone en estado de protóxido, que forma con el ácido hidro-clórico, hidro-clorato de antimonio.

Tambien se puede usar el método siguiente: se hace una mezcla con dos partes de limaduras de hierro y una de flores de azufre, y se ponen en un matraz con el agua suficiente para que hierva; se calienta un poco el matraz para ayudar á la combinacion del hierro con el azufre, y cuando la masa se pone de color negro, se echa en ella ácido sulfúrico dilatado en cuatro veces su volúmen de agua. El ácido hidro-sulfúrico se desprende inmediatamente despues; pero contiene hidrógeno y no puede emplearse para los experimentos, no obstante es muy bueno para preparar los hidro-sulfatos. Si se quiere obtener ácido hidro-sulfúrico líquido, se hace pasar el gas por agua, sirviéndose del aparato descrito en el artículo *Cloro* (Est. 9, fig. 57). En general cuando se preparan grandes cantidades de este gas, pernicioso en parages poco ventilados, se debe derramar cloro de cuando en cuando, pues lo descompone apoderándose de su hidrógeno.

ARTÍCULO VII.

De los productos no ácidos formados por el hidrógeno y por uno de los cuerpos simples antes examinados.

Del gas hidrógeno carbonado. El gas hidrógeno se puede combinar con diferentes cantidades de carbono, y formar varios gases mas ó menos carbonados. Tratemos solo del que contiene mas carbono: no se halla nunca en la naturaleza; el que se encuentra en el légamo de los pantanos, y de las aguas estancadas no está saturado de carbono, y está constantemente mezclado con 14 ó 15 centésimos de azoe.

El gas *hidrógeno percarbonado*, conocido tambien con el nombre de *gas oleífico*, no tiene color, es insípido, y su olor es empireumático desagradable: no tiene accion sobre la infusion de girasol; apaga los cuerpos encendidos; su peso específico es de 0,9784.

160. Puesto á la accion del *calórico* en un tubo de porcelana, se descompone, pierde una porcion de carbono, y aumenta de volúmen: el aumento de volúmen y el depósito de carbono es tanto mayor, cuanto es mas alta la temperatura; de suerte que graduando el calor, se puede obtener una serie de gases mas ó menos carbonados (BERTHOLLET). *Luz*: su poder refringente es de 1,81860; si está menos carbonado, es de 2,09270. El fluido eléctrico obra sobre él como el *calórico*.

161. El gas oxígeno no lo altera en frio, pero si se levanta la temperatura de una mezcla de una parte en volúmen de este gas y de cinco partes en volúmen de gas oxígeno, queda este absorbido con desprendimiento de *calórico* y de *luz*, y se produce agua y gas ácido carbónico. Se puede tener seguridad mediante este experimento, que puede hacerse en un eudiómetro de mercurio, de que el gas hidrógeno percarbonado exige para descomponerse completamente, tres veces su volúmen de gas oxígeno; y aun es menester poner un exceso de este último para evitar que se rompa el instrumento, lo que se verificaria á causa de la expansion y de la pronta condensacion del agua formada. Una medida de carbon de box absorbe 35 medidas de este gas.

El *cloro* le quita el hidrógeno, se forma ácido hidro-clórico, y queda el carbono aislado, siempre que la mezcla se coloque en las circunstancias que hemos indicado al tratar de la accion del gas hidrógeno sobre el *cloro*. (V. §. 80.) Si se hace entrar en un balon ó globo *cloro* gaseoso y gas hidrógeno percarbonado á la temperatura ordinaria, se advierte al cabo de cierto tiempo que se forma un líquido con mas ó menos color que corre en arroyitos por todas partes, en istrias muy menudas, y que va á reunirse á la parte inferior del globo. Este líquido, que miran los químicos holandeses como un aceite, tiene la mayor relacion con el éter hidro-clórico: se forma, segun COLLIN y ROBIQUET, de partes iguales en volúmen de *cloro*, y de hidrógeno percarbonado, y lleva en el día el nombre de *éter del gas oleífico*. (V. Eter hidro-clórico tom. II.) No se sabe cual es la accion de las otras sustancias *simples no metálicas* sobre el gas hidrógeno percarbonado.

Propiedad esencial. Si se acerca una vela encendida á una campana llena de este gas, se inflama lentamente y da

origen á agua y á gas ácido carbónico. Se puede mirar como insoluble en el *agua*. Si se le hace pasar por un tubo de porcelana hecho ascua, con vapor de agua, se descompone esta; fenómeno que se comprenderá fácilmente acordándose de que en esta operacion el gas depone carbono, que se apadera del oxígeno del agua. Estos dos ácidos que forma el oxígeno, los puede descomponer el hidrógeno ó el carbono, y tambien el gas hidrógeno percarbonado. Los químicos holandeses descubrieron este gas. Obra sobre la economía animal casi lo mismo que el gas hidrógeno y el gas azoe. No usa de él la medicina. Se emplea en el dia con buen efecto en el alumbrado un gas en cuya composicion entra una de las variedades del gas hidrógeno carbonado (V. tom. II. *Destilacion de la ulla*.)

Composicion. Un volúmen de gas hidrógeno percarbonado está compuesto de dos volúmenes de gas hidrógeno, y otros dos de vapor de carbono, condensados en uno solo. Se prueba de este modo: se hace pasar la chispa eléctrica por una mezcla de un volúmen de este gas, y tres volúmenes de oxígeno, puesta en el eudiómetro de mercurio: el hidrógeno percarbonado se descompone, y se obtiene agua y dos volúmenes de gas ácido carbónico; mas estos dos volúmenes de gas carbónico contienen dos volúmenes de oxígeno; luego de los tres volúmenes de oxígeno absorbidos, dos lo han sido por el carbono y otro por el hidrógeno. Luego dos volúmenes de oxígeno requieren para pasar á estado de ácido carbónico *dos volúmenes de vapor de carbono*, y un volúmen de oxígeno necesita *dos de hidrógeno* para trasformarse en agua; luego el volúmen de hidrógeno percarbonado se forma de dos volúmenes de *carbono* y otros dos de *hidrógeno*. De esto se deduce que la densidad del hidrógeno percarbonado (es decir, 0,9784) debe ser igual á la suma de dos veces la densidad del hidrógeno, y de la de vapor de carbono.

2 veces la densidad del hidrógeno	= 0,1464
2 veces la densidad del vapor de carbono	= 0,8320
	0,9784

Reduciendo al peso estos números se ve que el gas hidrógeno percarbonado se compone de 100 partes de carbono y de 17,6 de hidrógeno en peso, al paso que salen 100 de carbono y 16,66 de hidrógeno; si calculamos su composición según la teoría de los átomos, y suponiendo que está formado de un átomo de carbono (cuyo peso es 0,75), y de otro de hidrógeno (que pesa 0,125).

Peso de un átomo de hidrógeno percarbonado. Es 0,875, suma del peso de un átomo de hidrógeno y de otro de carbono.

Preparación. Se calienta en una redomita de vidrio, á la que se adapta un tubo encorvado, una mezcla hecha con dos partes de ácido sulfúrico concentrado, y una parte de alcohol (espíritu de vino), y se obtiene muy pronto gran cantidad de este gas, que se recoge sobre el agua después de dejar pasar las primeras porciones mezcladas con aire: este gas se debe lavar para quitarle cierta cantidad de ácido sulfuroso y de ácido carbónico que contiene. Explicaremos por menor la teoría de esta operación en el artículo *Eter*: basta decir ahora que el alcohol se forma de oxígeno, de hidrógeno y de carbono; que el ácido sulfúrico, por su afinidad con el agua, determina la formación de este líquido á costa del hidrógeno y del oxígeno del espíritu de vino, mientras que una porción del hidrógeno del alcohol disuelve carbono, y forma el gas de que hablamos (V. *Preparación del Eter. Química vegetal*). *Preparación del gas hidrógeno proto-carbonado.* Se hace pasar vapor de agua por entre carbon hecho ascua; hay descomposición del vapor y formación de gas ácido carbónico y de hidrógeno proto-carbonado; se absorbe el primero con la potasa, y queda puro el segundo (V. *el aparato*, est. 11, fig. 64). C, retorta que contiene agua; TT, tubo de porcelana enlodado, que atraviesa un horno de reverbero, en que se ha puesto carbon en polvo; X, tubo de seguridad, conductor de los gases hidrógeno proto-carbonado, y ácido carbónico; F, frasco que contiene una disolución de potasa cáustica para absorber el gas ácido carbónico; O, tubo encorvado que da paso al gas hidrógeno proto-carbonado. No se hace hervir el agua de la retorta hasta que esté hecho ascua el tubo de porcelana.

DEL GAS HIDRÓGENO PERFOSFORADO.

El gas hidrógeno perfosforado es siempre un producto del arte. Se supone sin embargo que lo hay á veces en la atmósfera cerca de los cementerios húmedos, y que produce los fuegos fatuos inflamándose espontáneamente: en este caso provendría de la putrefaccion de las materias animales; pero está muy lejos de probarse esta asercion.

162. Este gas puro no tiene color ni accion sobre la infusion de girasol; su olor es semejante al de las cebollas, y su sabor amargo; su peso específico, segun T. THOMSON, es de 0,9022; pero segun DALTON es igual á 1,1.

163. Si se le hace pasar por un tubo de porcelana hecho ascua, se descompone y depone fósforo. Lo mismo sucede si se pone á una corriente de chispas *eléctricas*: en este caso se obtiene un volúmen de gas hidrógeno del todo igual al volúmen primitivo del gas hidrógeno fosforado empleado, y queda separado todo el fósforo. (1) *Luz*. Se ignora cual es su potencia refractiva.

Mezclado en un tubo de vidrio *estrecho* con la mitad de su volúmen de gas oxígeno, á la temperatura ordinaria, se descompone, se combina el oxígeno con el fósforo, se percibe un humo blanco ácido, disminuye el volúmen de los gases, y queda al fin del experimento un volúmen de gas hidrógeno igual al del gas hidrógeno fosforado que se ha empleado: *no se produce llama*; pero si se mezclan estos dos gases en toda clase de proporciones en un vaso ancho y á la temperatura ordinaria, es mucho mas rápida la descomposicion y acompañada de una luz muy blanca, como se puede ver introduciendo una á una las burbujas de gas hidrógeno perfosforado en una campana que contenga gas oxígeno. Si se emplea un volúmen de gas oxígeno contra un volúmen de gas hidrógeno fosforado, se forma agua y ácido fosforoso: al contrario se obtiene agua y ácido fosfórico, si se emplea volúmen y medio

(1) Segun DALTON se obtiene uno y un tercio de su volúmen de hidrógeno.

de gas oxígeno (1). En todo caso es evidente que el gas oxígeno se combina al mismo tiempo con el hidrógeno y con el fósforo.

Propiedad esencial. El aire atmosférico obra sobre este gas de la misma manera, aunque con menor intension. Cuando se suelta en la atmósfera burbuja á burbuja, se produce, á mas de la llama, un humo blanco circular en figura de anillo horizontal, se ensancha al paso que se levanta, si la atmósfera está tranquila. Este humo se compone del agua y del ácido fosfórico que resultan de la accion que ejerce el oxígeno del aire sobre el gas hidrógeno y sobre el fósforo. T. THOMSON, á quien se debe una parte de estos resultados, asegura que la combinacion de los dos gases no está acompañada de llama, sino mientras se produce bastante calor para que la temperatura esté á lo menos á $64^{\circ} \frac{4}{9}$ (centíg.)

El azufre fundido descompone el gas hidrógeno perfosforado, forma con el hidrógeno ácido hidro-sulfúrico, y el fósforo aislado se combina con una porcion de azufre. (V. Fosfuro de azufre, §. 74.)

Cuando se mezcla sobre agua tres volúmenes de cloro gaseoso y un volumen de gas hidrógeno perfosforado, se descompone éste y se obtiene ácido hidro-clórico y una sustancia parda, que es cloruro de fósforo al *maximum* de cloro (V. §. 81.) El *iodo* descompone tambien el gas hidrógeno perfosforado.

164. Segun DALTON, se disuelve en 8 veces su volumen de agua privada de aire: el líquido que se obtiene es amarillo, de sabor muy amargo, del mismo olor que el gas, y no tiene accion sobre el girasol. THOMSON asegura que el gas hidrógeno perfosforado puro, no se descompone por su contacto con el agua destilada que haya hervido; pero que se descompone con rapidez por el contacto del agua impregnada de aire. Nosotros no hemos repetido estos experimentos con el gas preparado con el fosfuro de cal y el ácido hidro-clórico, como lo indica THOMSON, y podemos afirmar que al que se obtiene por los métodos ordinarios lo descompone

(1) Segun DALTON, este gas exige dos veces su volumen de oxígeno para trasformarse en agua y ácido fosfórico.

el agua destilada que ha hervido. Así que, tómense tres campanas medio llenas de este gas y puestas boca abajo en el baño de mercurio; introdúzcase en una de ellas agua aireada, y en otra agua destilada y hervida; el gas que está en contacto con el agua aireada, se descompondrá en muy poco tiempo, depondrá fósforo, y no se inflamará ya espontáneamente al cabo de 18 á 20 horas: la descomposicion estará menos adelantada en el gas que está en contacto con el agua privada de aire; se verificará sin embargo, y depondrá el fósforo, pero conservará el gas todavía la facultad de inflamarse espontáneamente al aire, al cabo de 18 ó 20 horas. Finalmente el gas puesto sobre el mercurio sin añadirle agua, conservará su transparencia y la propiedad de inflamarse espontáneamente, aun algunos dias despues de estar preparado.

165. Si se mezclan tres volúmenes de gas protóxido de azoe ó de gas deutóxido de azoe (gas nitroso), y un volumen de gas hidrógeno perfosforado, y se hace pasar por ellos una chispa eléctrica, se produce una fuerte explosion, acompañada de una luz viva; el oxígeno de los gases oxidados trasforma el hidrógeno en agua, y al fósforo en ácido fosfórico: el azoe queda aislado; pero quedan tres volúmenes, si se ha empleado el protóxido de azoe, y volumen y medio si se ha empleado gas nitroso (1). Si se introducen en una campana pequeña 20 medidas de gas hidrógeno perfosforado, y 52 medidas de gas nitroso, y se hacen llegar á la mezcla cuatro medidas de gas oxígeno, se produce inmediatamente una viva explosion acompañada de una luz hermosa, y se forma agua y ácido fosfórico. En este brillante experimento que se debe hacer siempre con cortas cantidades, el gas nitroso cede su oxígeno al gas hidrógeno perfosforado, y queda el azoe aislado.

166. Si se introduce gas ácido *hidriódico* en una probeta que tenga gas hidrógeno perfosforado, se observa que inmediata-

(1) Las proporciones exactas para que se verifique este fenómeno son, segun DALTON; un volumen de gas hidrógeno perfosforado, y tres volúmenes y medio de gas deutóxido de azoe.

mente se forman unos cristales blancos, que parecen de forma cúbica, y que estan compuestos de aquellos dos cuerpos.

Esta nueva sustancia, conocida con el nombre de *hidriodato de hidrógeno perfosforado* la descubrió DULONG, y la estudió despues HOUTOU LABILLARDIERE. *Propiedades esenciales.* 1º La descompone el agua; la cual disuelve el ácido hidriódico; se precipita fósforo y se desprende gas hidrógeno proto-fosforado: 2º El gas amoniaco la descompone igualmente por la tendencia que tiene á combinarse con el ácido hidriódico: se precipita fósforo, y se desprende un volúmen de hidrógeno proto-fosforado igual á la mitad del volúmen del gas amoniacal absorbido.

GENGEMBRE descubrió el gas hidrógeno perfosforado en el año de 1783. Inyectado en las venas ocasiona la muerte de los animales, y obraria todavía con mayor energía si se respirase: no se le conoce uso alguno.

Composicion. Si se descomponen 100 partes en volúmen de gas hidrógeno perfosforado, se obtienen, segun TOMAS THOMSON, 100 partes en volúmen de gas hidrógeno: este gas, pues, se compondrá de 0,07321 de hidrógeno, densidad de este gas y de 0,8289 de fósforo, cantidad igual á 0,90220, densidad del hidrógeno perfosforado, menos la densidad del hidrógeno, ó de 100 de fósforo y de 8,114 de hidrógeno en peso (1). Suponiendo que este gas esté formado de un átomo de fósforo (cuyo peso es 1,5), y de otro de hidrógeno (cuyo peso es 0,125), se verá que se compone de 100 partes de fósforo y de 8,333 de hidrógeno en peso (2).

Peso de un átomo de gas hidrógeno perfosforado. Es 1,625, suma del peso de un átomo de fósforo y de otro de hidrógen o.

Preparacion. Se mete en una redomita á que se adapta un tubo encorvado, una papilla hecha con 12 partes de cal viva, apagada en agua, una parte de fósforo cortado en pedacitos menudos y un poco de agua; se calienta por grados esta mez-

(1) Es evidente que la cantidad de hidrógeno será mas considerable si se calcula segun el analisis de DALTON. (Véase la nota del §. 163.)

(2) Suponemos con THOMSON que la densidad del gas hidrógeno es 0,0694

cla, y se obtiene pronto gas hidrógeno perfosforado, que se recoge sobre mercurio cuando se inflama espontáneamente, y se desprende el aire del aparato: queda en la redoma fosfato de cal con exceso de cal: de lo que se infiere que se ha descompuesto el agua; el oxígeno ha acidificado una porción del fósforo, mientras que el hidrógeno, apoderándose de la otra porción, produce el gas de que hablamos. También se puede obtener este gas poniendo en una redoma dos ó tres dracmas de una disolución concentrada de potasa, y 15 á 20 granos de fósforo: en estos casos no se inflama espontáneamente el gas que se desprende ya al fin de la operación. *El gas hidrógeno proto-fosforado* es el que se puede obtener también en pocas horas, poniendo el gas *hidrógeno perfosforado* en contacto con el agua común; (Vease §. 164.) THOMSON dice que para tener el gas hidrógeno perfosforado puro, se ponga para una parte de fosfuro de cal en pedazos una mezcla de dos partes de ácido hidróclórico y de seis partes de agua privada de aire por el hervor, que se opere en una retorta tubulada, y que se evite el contacto del aire.

DEL GAS HIDRÓGENO PRÓTO-FOSFORADO.

167. Las propiedades físicas de este gas son iguales á las del precedente: se puede conservar algunos dias en campanas sin que deponga el fósforo. No se sabe el efecto que produce sobre él la acción de una *temperatura* alta.

Propiedad esencial. Puesto en contacto con el gas *oxígeno* ó con el *aire* en frío, no se inflama espontáneamente como el hidrógeno perfosforado; pero si se le acerca una vela encendida á la boca de la campana que lo contiene, absorbe el oxígeno del aire con desprendimiento de calórico y de luz, se descompone, y da como el precedente agua y ácido fosfórico. El cloro le quita también su hidrógeno.

Este gas da origen, como el anterior, á cristales blancos, cuando se mezcla con gas ácido *hidriódico*; á cuyos cristales los descompone el gas amoniacó; se desprende en este caso un volumen de hidrógeno proto-fosforado igual al del gas amoniacal absorbido y no se precipita nada de fósforo: este carácter es suficiente para distinguirle de los que estan formados de gas hidrógeno perfosforado.

Composicion. El gas hidrógeno proto-fosforado se compone, segun THOMSON, de la misma cantidad de fósforo que el anterior, y de dos volúmenes de hidrógeno condensados en uno solo, ó de dos átomos de hidrógeno y uno de fósforo; y admitiendo esta última suposicion, estará compuesto de 100 de fósforo y de 16,666 de hidrógeno; pero por el contrario, DALTON cree que no existe, ó que no es mas que el gas hidrógeno perfosforado mezclado con cierta cantidad de gas hidrógeno.

Preparacion. (Véase preparacion del gas hidrógeno perfosforado).

DEL HIDROGENO AZOADO (amoniacó.)

168. Hablaremos del amoniaco despues de haber dado la historia de la potasa y de la sosa; que asi como el amoniaco, tienen propiedades *alcalinas* muy notables (Vease *Alcalis*).

CAPITULO III.

De las sustancias simples metálicas, ó de los metales.

169. Se da el nombre de *metal* á toda sustancia simple sólida ó líquida, casi completamente opaca, mas pesada en general que el agua (1), que tenga un brillo notable, á menos que no esté en polvo muy ténue, que pueda recibir un gran pulimento, que sea conductriz del calórico y del fluido eléctrico, que se pueda combinar en una ó mas proporciones con el oxígeno, y dar nacimiento á productos ácidos que *enrojecen* la infusion de girasol, ó lo que es mas comun, á óxidos que *no alteran* este color, ni el de violetas, ó á otros que enverdecen el jarabe de violetas.

Los metales se encuentran en la naturaleza, 1º en estado nativo: 2º combinados con el oxígeno, ó en estado de óxido: 3º unidos al azufre, al cloro y á otros metales.: 4º en estado de sal, productos, que como ya hemos dicho, estan casi siempre formados de un ácido y de un óxido metálico.

(1) Se dice en general, porque no se conocen mas que dos que sean mas ligeras que este líquido.

Los metales bien conocidos en el día son treinta y seis, y se admiten otros 6 por analogía. Se han propuesto varias clasificaciones para facilitar su estudio, pero ninguna en nuestra opinion ha llenado este objeto mas completamente que la del catedrático THENARD, que se compone de seis clases fundadas en el grado de afinidad de estas sustancias con el oxígeno. Los caracteres de algunas de estas clases tienen la gran ventaja de pertenecer á todos los metales que las componen, y de ser escogidos entre los que mas importa retener; de suerte que acordándose de ellos, se hacen mucho mas cortas y menos fastidiosas las historias particulares de las sustancias metálicas; por esta causa hemos adoptado esta clasificacion.

Nombres de los metales.

PRIMERA CLASE.

Admitidos por analogía.

Zirconio.	Torinio.
Aluminio.	Glucinio.
Ittrio.	

2^a CLASE.

Siliceo.	Bario.
Magnesio,	Lithio (admitido por analogía.)
Calcio.	Sodio.
Stroncio.	Potasio.

3^a CLASE.

Manganeso.	Hierro.
Zinc.	Estaño.

4^a CLASE.

Selenio.	Urano.
Arsénico.	Cerio.
Molibdeno.	Cobalto.
Cromo.	Títano.
Tungsteno.	Bismuto.
Columbio.	Plomo.
Antimonio.	Cobre.
Teluro.	

5^a CLASE.

Nickel.

Osmio.

Mercurio.

Cadmio.

6^a CLASE.

Plata.

Paladio.

Oro.

Rodio.

Platino.

Iridio.

Los metales de la primera clase, admitidos solo por analogía, estan caracterizados por la grande afinidad que tienen con el oxígeno; afinidad tan fuerte, que no ha sido posible hasta el dia quitarlo á sus óxidos.

Los metales de la segunda clase absorven el gas oxígeno en todas las temperaturas; descomponen prontamente el agua, aun en frio, se apoderan de su oxígeno, y queda aislado el hidrógeno con efervescencia.

En la tercera clase se ponen los metales que no descomponen el agua en frio, ó que no la descomponen sino muy lentamente; pero que operan la descomposicion á un calor de ascua ó rojo: absorven el oxígeno á la temperatura mas alta (1).

Se colocan en la cuarta clase los metales que no descomponen el agua ni en caliente ni en frio, cuando obran solos, pero que absorven el gas oxígeno á la temperatura mas alta.

La quinta clase la forman los metales que no descomponen el agua á ninguna temperatura, y que no absorven el oxígeno sino á cierto grado de calor, pasado el cual, abandonan el mismo con que se habian combinado.

Finalmente, los metales de la sexta clase son los que no pueden operar la descomposicion del agua ni absorver el oxígeno á ninguna temperatura; bien que es necesario exceptuar

(1) La objeccion que se hace á THENARD sobre esta clase no tiene mérito alguno: queria colocar en otra parte el magnesio y el hierro, porque sus óxidos al *maximum* pierden oxígeno cuando se calientan sobre el rojo cereza; pero THENARD no dice que estos metales se puedan saturar de oxígeno en todas las temperaturas; solo dice que lo pueden absorver, lo que es muy exacto.

la plata , que en el estado de vapor se puede combinar con este gas.

170. *Propiedades físicas de los metales.* El color y brillo de los metales varía casi en cada uno de ellos. No son perfectamente opacos, segun los experimentos de NEWTON, pues pasa la luz por una hoja muy delgada de oro, que despues del platino, es el metal mas pesado, aunque es grande su opacidad. Su *densidad* varía desde 0,86507, la mas débil que se conoce, que es la del potasio, hasta 20,98, la mas fuerte de todas cual es la del platino. Lo mismo sucede en cuanto á la *ductilidad* y la *maleabilidad*, propiedades que tienen algunos metales en un alto grado, y de que otros no gozan: se dice que son *ductiles* cuando se puede hacer con ellos alambres mas ó menos delgados al pasar por la hilera; y que son *maleables* si se dejan aplastar y poner en láminas y hojas con el martillo, ó entre los cilindros de la máquina de tirar planchas: una y otra de estas propiedades se aumenta si se calientan los metales. La *tenacidad*, fuerza que tienen los alambres delgados para sostener cierto peso sin romperse, varía tambien en los diferentes metales: lo mismo sucede con la *dureza*. La *elasticidad* y la *sonoridad* de los metales estan en proporcion con su dureza. Todos son buenos *conductores* del calórico y del fluido eléctrico, y mas capaces de *dilatarse* por este agente, que los otros cuerpos sólidos. Tienen una *estructura* laminosa, fibrosa y granulosa, y finalmente algunos son *olorosos*, particularmente si se frotan.

171. *Propiedades químicas.* La accion del calórico sobre los metales es varia: unos se funden fácilmente, y otros con dificultad: aquellos se cristalizan con bastante facilidad. Los hay que son volátiles, y otros que son fijos.

TABLA DE LOS METALES.

NOMBRES de los metales.	COLOR.	DENSIDAD.	FUNDIBILIDAD.	Autores de su descubrimiento.	EPOCAS.
Calcio.	blanco.			H. Davy.	1807.
Stroncio.	idem.			idem.	idem.
Bario.	idem.			idem.	idem.
Potasio.	blanco ceniciento.	0,86507 á 15°	58° termómetro centig.	idem.	idem.
Sodio.	idem.	0,97223 idem.	90° idem.	idem.	idem.
Manganeso.	blanco amarillento	6,850.	160° del pirómetro de wedg.	Gahn y Scheele.	1774.
Zinc.	blanco azulado.	6,861 á 7,1.	370° termómetro centig.	Paracelso.	1539.
Hierro.	gris azulado.	7,788.	130° del pirómetro.	conocido muy de antiguo	
Estaño.	blanco de plata.	7,291.	210° termómetro centig.	idem.	
Selenio.	moreno oscuro.	4,32.	á algo mas de 100 term. c.	Berzelius.	1817.
Arsénico.	blanco ceniciento.	8,308.	como el telur.	Brandt.	1733.
Molibdeno.	gris oscuro.	7,400.	casi infundible	Hielm.	1782.
Cromo.	blanco ceniciento.	5,900.	idem.	Vauquelin.	1797.
Tungsteno.	idem.	17,6.	idem.	Delhuyart.	1781.
Columbio.	negro.		infundible.	Hatchett.	1802.
Antimonio.	blanco azulado.	6,7021.	mas abajo del calor rojo.	Basilio-Valentin.	en el 15° siglo.
Teluro.	idem.	6,1150.	algo menos que el plomo.	Muller.	1782.
Urano.	gris subido.	8,7.	casi infundible.	Klaproth.	1789.
Cerio.	blanco ceniciento.		infundible.	Hisinger y Berzelius.	1804.
Títano.	amarillo.		idem.	Gregor.	1781.
Bismuto.	blanco amarillento	9,822.	256° termómetro centig.	Agricola.	1520.
Cobalto.	blanco plateado.	8,5384.	125° del pirómetro.	Brandt.	1733.
Plomo.	blanco azulado.	11,352.	260° termómetro centig.	conocido muy de antiguo	
Cobre.	rojo.	8,895.	27° del pirómetro.	idem.	
Nickel.	blanco de plata.	8,279.	160° del pirómetro.	Cronstedt.	1751.
Mercurio.	idem.	13,568.	39° termómetro centig.	conocido muy de antiguo	
Osmio.	azul subido.		infundible.	Tennant.	1803.
Cadmio.	blanco de plata.	8,6351.	un poco antes que el zinc.	Stromeyer.	1818.
Plata.	blanco brillante.	10,4743.	á algo mas del calor rojo.	conocido muy de antiguo	
Oro.	amarillo.	19,257.	32° del pirómetro.	idem.	
Platino.	blanco plateado.	20,98.	casi infundible.	Wood.	1741.
Paladio.	idem.	12.	idem.	Wollaston.	1803.
Rodio.	idem.	11.	infundible.	idem.	idem.
Iridio.	blanco ceniciento		casi infundible.	Descostils.	idem (1)

(1) Véanse los artículos Iridio y Osmio, por lo que hace á la historia del descubrimiento de estos metales.

No se conocen cuerpos que sean mejores conductores del fluido *eléctrico* que los metales. Si se exponen á la accion de una gran batería compuesta de pilas ó botellas de LEYDEN, entran en fusion y arden con mayor ó menor rapidez y brillo si estan en contacto con el aire. Con respecto á este asunto se pueden consultar los curiosos experimentos de CHILDREN. (Véase Anales de Química Tom. 96.)

El gas *oxígeno* se puede combinar directamente con todos los metales, excepto los cinco últimos de la *sexta clase*. Esta combinacion se verifica ya en frio, ya en caliente, y suele estar acompañada de un gran desprendimiento de calórico y de luz. Los metales pueden unirse al oxígeno en una, dos ó tres proporciones, de lo que resultan *protóxidos*, *deutóxidos* ó *tritóxidos*: los hay que solo forman un óxido, otros que forman dos y otros tres.

El *hidrógeno*, el *boro* y el *carbono* tienen muy poca tendencia á unirse con los metales: el primero no se combina sino con el potasio, el telurio, el arsénico, el selenio y el hierro: el segundo con el hierro, el platino y el selenio: y el tercero con el hierro y el platino. No sucede lo mismo con el *fósforo* que se puede combinar con muchos de ellos, ya por medios directos, ya por medios indirectos. El *azufre* se puede unir tambien con muchos metales y dar sulfuros. El *iodo* se combina mediante el calor, con todos los metales y forma ioduros.

172. El cloro gaseoso se une á todos los metales aun á la temperatura ordinaria, y da cloruros, que se han mirado hasta estos últimos tiempos, y aun continuan algunos químicos mirándolos como *muriatos secos*. Los fenómenos que acompañan á la formacion de estos cloruros son diferentes: á veces se verifica con desprendimiento de calórico y de luz, y otras sin llama.

El gas *azoe* no ejerce accion alguna sobre los metales; es verdad que por medios indirectos, y con el auxilio del amoníaco, se le puede combinar con el potasio ó el sodio. El *aire atmosférico* obra sobre ellos como el gas oxígeno, bien que con menos energía: ademas de que como el aire contiene un poco de ácido carbónico, lo absorbe en ciertas circunstancias el óxido metálico que se forma, y pasa al estado de carbonato. Los metales son insolubles en el *agua*, algunos la descomponen, como se ha dicho al exponer los caracteres de cada una de las seis clases.

173. Los ácidos formados por el oxígeno y un radical, sea el que quiera, por ejemplo los ácidos bórico, carbónico, fosfórico, sulfúrico, sulfuroso, nítrico &c., no se pueden combinar con los metales, sino mientras estos están oxidados en cierto grado. Hay ácidos que pueden oxidar cierto número de metales en todas las temperaturas: por ejemplo el ácido nítrico: algunos no causan la oxidación, sino á cierto grado de calor; finalmente los hay que no tienen acción sobre estas sustancias. Cuando uno de estos ácidos, privado de agua, cede oxígeno á un metal, proviene necesariamente este oxígeno de una porción de ácido que se ha descompuesto; pero si el ácido contiene agua, el oxígeno que se une al metal, puede pertenecer al ácido, al agua, ó á uno y otro. El óxido que resulta de estas acciones diferentes puede estar al primero, segundo ó tercer grado de oxidación, y ser ó no capaz de combinarse con la porción de ácido no descompuesto. Hay ácidos líquidos que forman el oxígeno, por ejemplo, ciertos ácidos vegetales, que disuelven algunos metales sin cederles su oxígeno; pero entonces se oxida el metal á costa del aire atmosférico. Se da el nombre de *sal* á todo cuerpo compuesto de uno ó de dos ácidos, y de uno ó de dos óxidos metálicos; de lo que resulta que solo hay sales *metálicas*, si se exceptúan sin embargo las sales amoniacales, las de morfina y strychnina. Luego indicaremos cuanto en nuestra opinión se debe decir en general sobre las sales.

174. Los ácidos gaseosos que forma el hidrógeno y un radical no metálico, por ejemplo, los gases ácido hidro-clórico, hidriódico, é hidro-sulfúrico, no pueden oxidar los metales, pues no contienen oxígeno cuando están perfectamente secos: así es que jamás forman con ellos sales metálicas: bien es, que calentándolos con algunos metales se descomponen, y dejando aislado el hidrógeno, se combina, el cloro, el iodo ó el azufre con los metales para formar *cloruros*, *ioduros* y *sulfuros*. No sucede lo mismo cuando estos ácidos están disueltos en agua, porque entonces se puede descomponer esta por algunos metales que se apoderan de su oxígeno para combinarse después con el ácido y dar lugar á una sal metálica.

Algunos metales se pueden unir entre sí y formar *aligaciones*.

DE LOS OXIDOS METALICOS.

175. Los óxidos llamados *cales* por los antiguos, son compuestos sólidos, de varios colores, casi siempre diferentes de los que tienen los metales que entran en su composición. En general son mates y pulverulentos.

Calentados en vasos tapados, abandonan algunos óxidos todo su oxígeno; otros solo pierden una porción, y pasan á un grado de oxidación inferior; en fin los hay que no se descomponen. La *luz* solo descompone un corto número. Sujetos á la acción de la *pila* ó columna de VOLTA, se descomponen todos, excepto los de la primera clase: el oxígeno se dirige al polo vítreo ó positivo, y al metal lo atrae el polo resinoso. Los que estan ya saturados de oxígeno no experimentan alteración alguna de parte de este agente, ni de la del aire: muchos de ellos, que estan poco oxidados, absorven el oxígeno á temperaturas variables.

El *gas hidrógeno*, el *carbono* y el *cloro* pueden descomponer mas ó menos óxidos con el auxilio del calor: los dos primeros se apoderan en general del oxígeno, dan nacimiento al agua, al gas ácido carbónico, ó al gas óxido de carbono, y queda el metal solo: el cloro desprende el oxígeno, y se une al metal, que trasforma en *cloruro*. El *azufre*, tan pronto se combina con el metal para formar un sulfuro, desprendiéndose el oxígeno en estado de gas ácido sulfuroso; y tan pronto se une al óxido y forma un óxido sulfurado, como produce un sulfato. Hay cierto número de óxidos que se combinan con el *fósforo* y dan origen á óxidos fosforados (fosfuros). Algunos óxidos pueden absorver *agua*, combinarse con ella y formar *hidratos* secos y pulverulentos, cuyo color se diferencia casi siempre del de los óxidos. Asi es que el hidrato de óxido de calcio (cal) es blanco, y el óxido seco es blanco ceniciento: el hidrato de protóxido de cobalto es de color de rosa, y el óxido puro es azul: el de deutóxido de cobre es azul, y el deutóxido seco es pardo negruzco.

Hay muchos óxidos que se combinan con los ácidos sin experimentar ni hacer experimentar la menor descomposición: otros muy oxidados, no se pueden combinar con esta clase de cuerpos sin perder oxígeno: tambien los hay que estando poco

oxidados quitan oxígeno al ácido ó al agua para pasar al estado de oxidacion conveniente á fin de entrar en combinacion. En general es tanto mayor la tendencia de los óxidos para unirse con los ácidos, cuanto estan menos oxidados. En todos los casos llevan estas combinaciones el nombre de *sal*, como se ha dicho.

176. Entre los ácidos que hemos examinado hasta aqui hay dos, que son el ácido *fosfático* y el *nitroso*, cuya accion sobre los óxidos es bastante considerable para que la examinemos en particular. Cuando estos ácidos se combinan con los óxidos, se descomponen y trasforman, á saber; el primero en ácido fosfórico y fosforoso, y el segundo en ácido nítrico é hipo-nitroso (Véase §. 139): de modo que forman una mezcla de fosfato y de fosfito, ó de nitrato é hipo-nitrito.

El amoniaco tiene la propiedad de disolver cierto número de óxidos metálicos de las cuatro últimas secciones. El producto llamado *amoniuro*, tiene á veces la propiedad de cristalizar.

Algunos óxidos se pueden combinar entre sí, y algunos pueden ser disueltos por otros: asi es que los deutóxidos de *potasio* ó de *sodio* disuelven grandemente los óxidos de arsénico, de zinc, de titano &c. Tambien hay metales que pueden descomponer ciertos óxidos, apoderándose de su oxígeno.

Composicion de los óxidos. La composicion de los óxidos varía mucho; sin embargo, los diversos óxidos de un metal estan formados de tal manera que las cantidades de oxígeno y de metal estan por lo general en relacion muy sencilla; asi es que el deutóxido contiene por lo comun vez y media ó dos veces tanto oxígeno como el protóxido (BERZELIUS). Suponiendo que el protóxido esté compuesto de un átomo de metal y de otro de oxígeno; los demas óxidos tendrá dos ó tres átomos de oxígeno.

DE LOS FOSFUROS METÁLICOS.

177. Todos los fosfuros son sólidos, quebradizos, no tienen olor, y son mas ó menos fundibles: ninguno se halla en la naturaleza. Hay muy pocos datos sobre la composicion de estos cuerpos; es de presumir que esten sujetos á la misma ley que los sulfuros; es decir, que la cantidad de fósforo que contienen es proporcionada á las cantidades de oxígeno, contenidas en los óxidos metálicos.

178. *Preparacion.* No es posible usar del mismo método para combinar el fósforo con los metales que pueden formar fosfuros; bien que se puede establecer que se obtienen casi todos los fosfuros fundiendo el metal, si es fácil de fundirse, ó haciéndolo ascua si se funde con dificultad, y poniéndolo en contacto con algunos fragmentos pequeños de fósforo. Al tratar de la acción de este cuerpo sobre cada metal en particular, hemos tenido cuidado de indicar las precauciones que conviene tomar para llegar á combinarlo con algunos de ellos, tales como el zinc, el potasio, el sodio, el mercurio y el arsénico. (V. *Accion del fósforo sobre estos metales.*)

Los metales muy oxidables que pueden descomponer el ácido fosfórico vítreo, tales como el hierro, el estaño, el manganeso, &c., se trasforman en fosfuros y en fosfatos cuando se hacen ascua con este ácido en un crisol de HESSE; se funde el fosfuro y forma un boton metálico en el fondo, quedando el fosfato en la superficie.

Casi todos los metales pueden pasar al estado de fosfuro cuando se calientan fuertemente con el ácido fosfórico vitriificado y carbon, porque este se apodera del oxígeno del ácido y deja el fósforo aislado.

DE LOS SULFUROS METÁLICOS.

179. Todos los sulfuros son sólidos, quebradizos; no tienen olor, son mas ó menos fusibles, y susceptibles de absorber el gas oxígeno ó el aire atmosférico á una temperatura alta, y de descomponerse dando origen á diversos productos.

Composicion. La experiencia enseña que la mayor parte de los óxidos metálicos de las cuatro últimas clases dan, cuando se opera en ellos con el ácido hidro-sulfúrico, un sulfuro y agua; es decir, que la cantidad del oxígeno del óxido es bastante considerable para saturar el hidrógeno del ácido. De este hecho resulta que la cantidad de azufre de los sulfuros metálicos de que hablamos, es proporcionada á la cantidad de oxígeno que contienen los óxidos. Con los metales se pueden formar cuando mas, segun BERZELIUS, tantos sulfuros como óxidos pueden dar; y ademas de esto, el proto-sulfuro de un metal cualquiera, contiene dos veces tanto azufre como

oxígeno hay en el protóxido del mismo metal; el deuto-sulfuro contiene dos veces tanto como oxígeno hay en el deutóxido, puesto que al hablar de la composición de los óxidos de un mismo metal hemos sentado que la cantidad de oxígeno que contienen los muy oxidados era $1\frac{1}{2}$, 2 ó 4 veces tan considerable como la del protóxido; luego debemos adoptar la misma ley de composición para los sulfuros. Aclaremos esto con un ejemplo: supongamos que de los tres óxidos de un metal, el protóxido contiene, en 100 partes de metal, 6 de oxígeno, el deutóxido 12, y el tritóxido 24; supongamos además que se puedan formar tres sulfuros con el mismo metal, y veremos que el proto-sulfuro se compone de 100 de metal + 12 de azufre; que el deuto-sulfuro contiene 24 de azufre y el trito-sulfuro 48.

Esta opinion de BERZELIUS no está generalmente adoptada, así es que algunos químicos, á cuya cabeza debemos colocar al ilustre BERTHOLLET, creen que el azufre se puede unir en un gran número de proporciones con el mismo metal; al paso que estas mismas combinaciones deben considerarse, según BERZELIUS, como verdaderos sulfuros con exceso de azufre ó de metal.

180. *Preparacion.* Se pueden obtener, 1º haciendo fundir el metal en un crisol, si es de los que se funden fácilmente, y añadiéndole azufre: si se funde con dificultad se echa en un crisol hecho ascua una mezcla de azufre y del metal pulverizado: en estos casos siempre se ha de continuar calentándolo por algun tiempo. Se opera en vasijas tapadas cuando el metal es muy oxidable; por ejemplo cuando se opera sobre el potasio ó sodio: 2º se pueden hacer los sulfuros de los metales de las cuatro últimas clases, esponiendo á una temperatura alta sus óxidos, mezclados con azufre; el oxígeno pasa á una porcion de azufre para formar ácido sulfuroso que se desprende, y el metal se combina con la otra porcion de azufre: 3º se obtienen muchos sulfuros metálicos, que forman los metales de las tres últimas clases, descomponiendo sus disoluciones con los hidro-sulfatos solubles de potasa, de sosa y de amoniaco, y á veces tambien con el ácido hidro-sulfúrico (V. hidro-sulfatos, § 234).

DE LOS IODUROS METÁLICOS.

181. Todos estos ioduros son sólidos, frágiles, no tienen olor, ni la mayor parte color, tienen sabor, y son cristalizables. Todos los que son solubles en agua se trasforman en hidriodatos. (Véanse mas adelante los *cloruros*). Ninguno se halla en la naturaleza. El cloro los descompone á todos, apoderándose del metal y dejando libre al iodo.

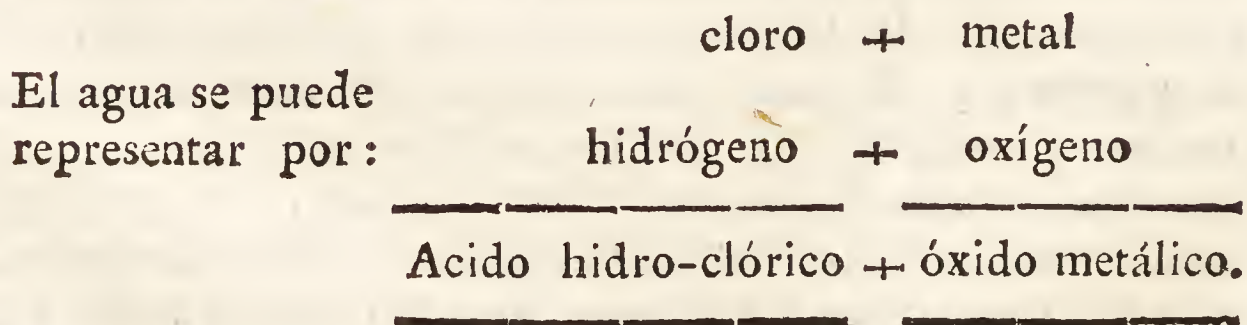
Composicion. El ácido hidriódico da, con muchos óxidos metálicos, agua y un ioduro; de donde resulta que la cantidad de iodo es, como en los sulfuros, proporcionada á la cantidad del oxígeno de los óxidos.

182. *Preparacion.* 1º Se puede combinar directamente el iodo por medio del calor con cierto número de metales, como el potasio, el sodio, el mercurio, el hierro, el zinc, el estaño, &c. 2º Las disoluciones metálicas, cuyos metales no descomponen el agua, como son las de cobre, de plomo, de plata, de bismuto, &c., dan con los hidriodatos solubles un precipitado de *ioduro*; porque el hidrógeno del ácido hidriódico, se combina con el oxígeno del óxido, y se precipita el iodo con el metal.

DE LOS CLORUROS METÁLICOS.

183. Entre los cloruros metálicos los hay que no ejercen accion alguna sobre el agua, ni se disuelven en ella; pero la mayor parte la descomponen, se disuelven en ella, y dan una sal compuesta de ácido hidro-clórico y del óxido del metal.

Teoría. El cloruro se puede representar por:



El cloro promueve por una parte la descomposicion del agua, por su tendencia á combinarse con el hidrógeno, y por otra parte la promueve el metal cuya afinidad con el oxígeno es mayor ó menor. (1)

Composicion. Cuando por medio del fuego se descompone un hidro-clorato, cuyo óxido es capaz de reducirse, se obtiene agua y un cloruro; y siendo asi que el agua se compone de un volúmen de hidrógeno, y medio de oxígeno; y que en el ácido hidro-clórico hay un volúmen de hidrógeno y otro de cloro; luego la cantidad de cloro de un cloruro metálico debe ser á la cantidad de oxígeno del óxido del mismo metal como 1 á $\frac{1}{2}$; es decir, como el peso de un volúmen de cloro es al peso de medio volúmen de oxígeno; de donde resulta que la composicion de los cloruros está sujeta á la misma ley que la de los sulfuros y ioduros.

184. *Preparacion.* 1.º Se puede combinar directamente el cloro gaséoso con todos los metales, tanto en frio como á una temperatura un poco alta, y resultan cloruros que pueden estar al *minimum* ó al *maximum* de cloro. 2.º Se pueden obtener varios cloruros, haciendo pasar cloro gaseoso y seco por entre los óxidos hechos ascua, puestos en un tubo de porcelana; tales son los óxidos de magnesio, de calcio, de bario, de estroncio &c. 3.º Finalmente todos los hidro-cloratos, excepto los de la primera clase, y el hidro-clorato de amoniaco, se transforman en cloruros cuando se calientan fuertemente. Seria importante examinar las propiedades de estos cloruros, y comparar entre sí los que forma un mismo metal, y que se han obtenido por diferentes métodos. Este exámen pudiera dar algunas luces sobre la historia de estos compuestos que merece profundizarse.

DE LAS SALES.

La mayor parte de las sales se componen de un ácido y de uno ó dos óxidos metálicos, que se designan generalmente

(1) Algunos químicos piensan que los cloruros metálicos solubles se disuelven en el agua sin descomponerla, y de consiguiente no admiten la formacion de un hidro-clorato; pero creemos que hay mas probabilidad en favor de la teoría que damos, porque esplica mejor los hechos.

con el nombre de *base*. Las sales no metálicas tienen por base el amoníaco, la morfina ó la estrychnina. Llámase *sal doble* la que contiene dos óxidos; *sal neutra* la que no enrojece la infusión de girasol, ni pone verde el jarabe de violetas; *sobre sal* la que enrojece la infusión de girasol; y finalmente *sal con exceso de base* ó *sub-sal* la que pone verde el jarabe de violetas, y vuelve el color azul á la infusión de girasol enrojecida por un ácido.

PROPIEDADES GENERALES DE LAS SALES METÁLICAS.

Propiedades físicas de las sales. No se conoce sal alguna gaseosa, y hay un corto número de sales líquidas: la mayor parte son sólidas, de color y cohesión variables, cristalizadas ó pulverulentas, sin olor, ó con él, con sabor ó sin él, y más pesadas que el agua.

185. *Propiedades químicas. Acción del agua sobre las sales.* Las sales son solubles ó insolubles en el agua; estas son insípidas, y las otras tienen sabor. La solubilidad de una sal en el agua pende de su afinidad con este líquido y de su cohesión; será tanto más soluble, cuanto sea mayor su afinidad, y menos fuerte la cohesión y *viceversa*. De dos sales que tengan la misma afinidad con el agua, será la más soluble la que tenga menos cohesión. Sucede á veces que una sal, que tiene menos afinidad con el agua que otra, se disuelve más fácilmente, por ser mucho menor su fuerza de cohesión. Cuando una sal está disuelta en el agua, pierde esta en general la propiedad de entrar en hervor á 100° (siendo la presión del aire de 76 centímetros), y requiere 102°, 104°, 106° y 108° &c. Cuanto mayor es la afinidad de la sal con el agua, más alta debe estar la temperatura para que este líquido entre en hervor; así se puede señalar la afinidad de varias sales con el agua, poniendo en ella cantidades iguales, y examinando el grado á que hierve. El agua que está ya saturada de una sal, puede disolver todavía cierta cantidad de otra sal soluble, con tal que no se descompongan las dos sales.

186. Casi siempre se opera la disolución de una sal más fácil y abundantemente en el agua caliente que en el agua fría; y así, cuando se disuelve en el agua hirviendo toda la sal de que

se puede cargar, se cristaliza una parte al enfriarse, si la sal es cristalizabile; pero es casi imposible obtener por este medio cristales regulares. Para obtener cristales regulares se ha de proceder del modo siguiente; 1.º se harán disolver 7 ú 8 libras de sal en suficiente cantidad de agua hirviendo, para que no se deponga mucha al enfriarse: 2.º despues de decantar la disolucion, se pone en vasija de fondo ancho, sobre la que no pueda ejercer ninguna accion química, y que este en un parage tranquilo: 3.º cuando por la evaporacion espontánea del agua, se hayan formado cristales al cabo de algunos dias, se escogerán los mas gruesos y regulares, y se colocarán en otro vaso igual, en que se pondrá nueva disolucion de sal preparada del mismo modo; se les vuelve cada dia, y se verán engrosar por todos los lados de una manera regular. Será menester comenzar de nuevo la misma operacion, hasta que los cristales hayan tomado bastante volúmen, y entonces no se pondrá mas que uno en cada vaso que contenga la disolucion: bastan algunas semanas para obtener cristales muy voluminosos. Este método se debe á LEBLANC. Sucede á veces que las disoluciones salinas, aun las mas concentradas, no cristalizan mientras no se agitan, ó sino se tapan en un vaso cuando estan todavía calientes. Se llama *agua madre* la disolucion salina que queda sobre los cristales despues de su formacion: esta agua contiene todavía sal, bien que no está saturada.

Los cristales salinos suelen con mucha frecuencia contener agua; unas veces está combinada con cada una de las moléculas integrantes de la sal, y lleva el nombre de *agua de cristalización*; á veces compone la mitad del peso del cristal, y este la debe su transparencia, pues basta quitarle el agua para que quede opaco; otras veces está libre y colocada entre las moléculas integrantes, y no influye de modo alguno en su transparencia; se le puede absorber fácilmente comprimiendo el cristal entre dos hojas de papel de estraza.

Los cristales que se forman de esta manera ¿se componen de los mismos principios que la disolucion de que han resultado? Se puede responder afirmativamente en cuanto á todas las sales, exceptuando tal vez algunos hidrocloratos, y cierto número de hidriodatos, que basta hacer cristalizar, segun GAY-LUSSAC, para trasformarlos en cloruros ó ioduros; lo que no

se puede explicar sin admitir que en el momento de la formación de los cristales se combina el hidrógeno del ácido hidrocórico con el oxígeno de óxido para formar agua, y que el cloro se une con el metal que proviene del óxido descompuesto: tal sería, por ejemplo, el hidro-clorato de sosa (disolución de sal comun). Este hecho no está todavía generalmente admitido.

Accion del hielo sobre las sales solubles. Cuando se mezcla de pronto y en las proporciones convenientes hielo machacado ó nieve con una sal soluble *crystalizada* ó *poco seca*, se pone la mezcla líquida, y se produce un frio mayor ó menor; de lo que se infiere, que ha habido absorcion de calórico de los cuerpos circunstantes para liquidar los dos sólidos; fenómeno que no puede pender sino de la afinidad que existe entre estos dos cuerpos en estado líquido. Mezclando tres partes de hidro-clorato de cal y una de nieve, se puede hacer bajar el termómetro hasta $58^{\circ},33 - 0$; mientras que dos partes de nieve y una de hidro-clorato de sosa (sal comun) no producen mas que un frio de $20^{\circ},55$ bajo cero. Es evidente que el frio será tanto mayor, siendo por otra parte todas las circunstancias iguales, cuanto mas afinidad tenga con el agua la sal empleada.

187. *Accion del gas oxígeno sobre las sales.* Las sales cuyo ácido y óxido estan al *maximum* de oxidacion, no experimentan alteracion alguna de parte de este agente: entre las que no se hallan en este caso, hay algunas que lo absorven. Del mismo modo obra el aire atmosférico.

188. *Accion higrométrica del aire á la temperatura ordinaria.* Independientemente de la accion de que se acaba de hablar, excita el aire otra que importa mucho conocer. Las sales insolubles son inalterables al aire: las que son solubles y estan puestas en un aire muy húmedo, atraen de él la humedad, y pasan al estado líquido, se llaman *deliquescentes*. Si el aire en que se hallan las sales solubles es poco húmedo, las hay que son todavía *deliquescentes*; por ejemplo, las que tienen mucha afinidad con el agua: otras no experimentan alteracion, y otras en fin pierden su transparencia, su agua de *crystalizacion*, y se trasforman en un polvo blanco. Estas sales, que se llaman impropriamente *eflorescentes*, tienen poca afini-

dad con el agua , y apenas tienen cohesion , lo que explica su grande solubilidad. En general las sales delicuescentes ó eflorescentes contienen mucha cantidad de agua de cristalización.

189. *Accion del calórico sobre las sales sólidas.* Las sales eflorescentes , y las que son muy delicuescentes se funden en su agua de cristalización cuando se calientan: se dice entonces que experimentan la fundición *acuosa*; pero como esta agua se volatiliza pronto , se secan , se continua calentando-las , se funden de nuevo algunas de ellas al fuego: esta fundición se designa con el nombre de *ígneas*. Las sales que no son eflorescentes ni delicuescentes en un aire poco húmedo , y que con todo eso contienen algo de agua , *decrepitan*, chisporrotean , y hacen un ruido que se atribuye á la vaporación del agua , y á la separación de las moléculas salinas: hay no obstante algunas sales que decrepitan y que no contienen agua, tal como el sulfato de deutóxido de potasio: en este caso se debe atribuir la decrepitación á la repentina separación de las moléculas que causa el calórico. Algunas de estas sales pueden recibir despues la fundición ígnea. Hay sales que se pueden calentar fuertemente sin experimentar la menor descomposición, y que no se volatilizan sino con mucha dificultad, otras que son volátiles , y que se subliman pronto; y otras en fin que se descomponen antes ó despues de haber sufrido una ú otra de las fundiciones de que hemos hablado.

190. *Accion del fluido eléctrico sobre las sales.* Todas las sales se pueden descomponer por la corriente del fluido eléctrico que se produce en la pila ó columna de VOLTA, con tal que esten húmedas ó disueltas; pero no todas dan los mismos productos. A veces el polo resinoso ó negativo atrae el óxido metálico , y el polo vítreo ó positivo el ácido; pero sucede con mas frecuencia que solo el metal se dirige al polo resinoso , y el oxígeno y el ácido al polo vítreo: en este caso , si el metal que se debe obtener tiene tendencia á amalgamarse con el mercurio , se favorece particularmente la descomposición de la sal, poniéndola en contacto con este metal. En algunas circunstancias muy raras á la verdad; se descomponen los ácidos y las bases. El agua que humedecia las sales ó que las tenia en disolución , se descompone igualmente , pasando el hidrógeno al polo resinoso , y el oxígeno al polo vítreo.

La descomposicion por el fluido eléctrico se puede hacer sin que los alambres de la pila ó columna esten en contacto con la sal; y así si se introduce una disolucion de sulfato de potasa (1) en un vaso, si se hace comunicar este líquido, por medio de dos hilos de amianto, con el agua contenida en dos tubos de vidrio, puestos á los lados y á cierta distancia del vaso en que se halla el sulfato de potasa, y si se sujeta el agua de los dos tubos á la accion de la columna de VOLTA, de manera que esté en contacto, de un lado con el polo vítreo, y del otro con el polo resinoso, se observará al cabo de algun tiempo que esta última contiene potasa, y la otra ácido sulfúrico. Para que salga bien este experimento, es menester que el nivel del agua de los dos tubos esté sobre el nivel de la disolucion de sulfato de potasa.

191. *Accion de la luz y del fluido magnético.* La luz no tiene accion sino sobre algunas sales de la quinta y sexta seccion, cuyo color muda. La accion de la barra magnetizada es nula.

192. *Accion de los cuerpos simples no metálicos.* Algunos de estos pueden descomponer gran número de sales con el auxilio del calor, pero en general tienen poca accion sobre sus disoluciones.

193. *Accion de los ácidos sobre las sales.* Algunos ácidos pueden descomponer las sales á temperaturas variables: á veces se apodera el ácido de todo el óxido metálico, y forma una nueva sal: entonces el ácido de la sal descompuesta se desprende en estado de gas, ó queda disuelto, ó se precipita, segun sea ó gaseoso, ó líquido, ó sólido, ó mas ó menos soluble en el agua; á veces el ácido que descompone, no se apodera sino de una porcion de óxido, y entonces se obtienen dos sales; y á veces en fin hay descomposicion del ácido que descompone, y del óxido de la sal: esto es lo que sucede cuando se echan los ácidos hidro-sulfúrico é hidro-clórico en ciertas disoluciones salinas. Aclaremos con un ejemplo este último hecho. Supongamos que se echa ácido hidro-sulfúrico en una disolucion de

(1) Usaremos con frecuencia de las palabras *cal*, *barita*, *estronciana*, *potasa* y *sosa*, como sinónimos de óxido de calcio, de protóxido de bario, de óxido de stroncio, y de los deutóxidos de potasio y de sodio.

nitrato de protóxido de plomo: podemos representar esta sal por:

Acido nítrico +(oxígeno + plomo).
y el ácido sulfúrico por: hidrógeno + azufre.

agua.

sulfuro de plomo.

El hidrógeno del ácido hidro-sulfúrico forma agua con el oxígeno del protóxido de plomo, mientras que el azufre se une con el plomo, y da origen á un sulfuro insoluble.

El ácido sulfurico descompone del todo ó en parte todas las sales conocidas, excepto los sulfatos: en cuanto á los otros ácidos, nada podemos decir en general; los hay que descomponen ciertas sales: y que no pueden descomponer otras.

193. *Bis.* Casi todas las sales insolubles en el agua, se pueden disolver en los ácidos nítrico, hidro-clórico &c, bien que en la mayor parte de los casos no se opera la disolucion, sino porque hay descomposicion de la sal. Citaremos dos ejemplos para aclarar este hecho: el carbonato de cal no se disuelve en el ácido nítrico, sino despues de descompuesto y trasformado en nitrato de cal soluble: el fosfato de cal se disuelve tambien en el mismo ácido, despues de haberse cambiado en fosfato ácido de cal y en nitrato, uno y otro solubles en el agua.

194. *Accion del amoniaco sobre las sales.* El amoniaco descompone del todo ó en parte todas las sales que forman los metales de la primera y de las cuatro últimas clases: se apodera del ácido con el que forma una sal soluble, mientras que el óxido metalico se precipita; suele este óxido volverse á disolver por un exceso de amoniaco, y se produce entonces una sal doble soluble: á veces se obtiene tambien una sal doble insoluble.

195. *Accion de los metales sobre las sales secas.* Esta accion es muy variada para que se pueda explicar menudamente en las generalidades. Si el metal y la sal pertenecen á una de las cuatro últimas clases, y la sal está en disolucion, suele descomponerse: por ejemplo cuando el metal de que se usa no tiene mucha cohesion, y tiene mas afinidad con el oxígeno y con el ácido, que la que tiene el que entra en la composicion

de la sal: entonces se precipita el metal de la disolucion, y el metal precipitante forma con el oxígeno y con el ácido una nueva sal metálica; á veces se depone solo el metal precipitado en forma de polvo deslucido, ó de cristales brillantes; á veces se une con el metal precipitante y produce una ú otra vez cristalizaciones metálicas, mas ó menos hermosas; á veces, en fin, se combina con el hidrógeno del agua de la disolucion, ó con el oxígeno del ácido. Ya volveremos á tratar de estos fenómenos al hacer la historia particular de las sales.

196. *Accion de los óxidos metálicos ó de las bases.* Los óxidos pueden descomponer las sales á temperaturas variables: ya el óxido que descompone se apodera de todo el ácido, resultando una nueva sal; en cuyo caso se precipita el óxido de la sal descompuesta, ó queda en disolucion, ó se volatiliza, ó ya no se apodera mas que de una parte y se forma una *sal doble*, ó de doble óxido. No existe un solo óxido que pueda descomponer todas las sales; de suerte que no se puede establecer cosa alguna en general sobre este punto.

197. *Accion de las sales solubles unas sobre otras.* Siempre que se ponen juntas dos sales disueltas, y que estas sales contengan elementos capaces de producir una sal soluble, y una sal insoluble, ó bien dos sales insolubles, se verifica necesariamente su descomposicion, á menos que no se pueda formar una sal doble. El mismo fenómeno se advierte si se puede producir una sal soluble, y un cuerpo insoluble que no sea sal: este hecho, cuyo descubrimiento se debe á BERTHOLLET, es de la mayor importancia; el arte de recetar puede sacar de él grandes ventajas; y asi se guardará bien cualquier médico de prescribir juntos el *hidro-clorato de barita* (muriato) y el *sulfato* soluble, por ejemplo el de *sosa*; porque se descompondrian las dos sales, y se trasformarian en *sulfato de barita* insoluble, y en *hidro-clorato* de *sosa* soluble: la misma descomposicion se verificaria si se prescribiesen juntos el acetato de plomo (sal de saturno) y el *sulfato* soluble, ó bien el *nitrato de plata*, y un *hidro-clorato* soluble, por ejemplo el de potasa (muriato de potasa).

198. Si las dos sales solubles que se mezclan no son de naturaleza que pueda dar una sal soluble y una sal insoluble, no se turba la disolucion; y aun puede suceder que no haya habido descomposicion. Si se evapora el líquido, se forman cristales,

ó se depone un precipitado, y si se continúa evaporando, se obtienen todavía cristales que pueden ser de diferente naturaleza que los primeros: lo mismo se verifica si se lleva mas adelante la evaporacion: en estos casos pueden acabar las dos sales por descomponerse. Asi que, mezclando partes iguales de *sulfato de potasa* y de *hidro-clorato de magnesia* en disolucion, no se enturbia el líquido: si se hace evaporar, depondrá al principio cristales de sulfato de potasa; continuando la operacion, se obtiene hidro-clorato de potasa, sulfato de potasa, y sulfato de potasa y de magnesia: finalmente, si se continúa todavía en hacerlo evaporar, se formará hidro-clorato de potasa, y sulfato de magnesia, y el agua madre contendrá un poco de cada sal. Este y otros muchos hechos de que no hablamos, nos permiten afirmar que los fenómenos que presentan las dos sales solubles, en este caso particular varían, segun la concentracion del líquido, las proporciones en que se mezclan las sales, y la accion que ejerzan entre sí.

199. *Accion de las sales solubles sobre las sales insolubles.* Siempre que una sal soluble y una sal insoluble contienen elementos propios para dar origen á dos sales insolubles, es forzosa la descomposicion.

200. Todas las sales insolubles recién precipitadas, ó reducidas á polvo impalpable, se descomponen en parte, por los carbonatos ó los sub-carbonatos de potasa, ó de sosa disueltos en agua, con tal que se haga hervir la mezcla por espacio de una hora: asi que al *sulfato de barita*, sal muy insoluble, lo descompondrá el *sub-carbonato de potasa*, y resultará sub-carbonato de barita insoluble, y sulfato de potasa soluble; pero nunca se podrá descomponer totalmente el sulfato de barita que se emplea.

201. *Accion de las sales en estado sólido unas sobre otras.* Cuando se calientan juntas dos sales, cuyos elementos pueden dar lugar á una sal fija ó á una sal volátil, es forzosa la descomposicion; por ejemplo el hidro-clorato de amoniacó y el sub-carbonato de cal se trasforman, á una temperatura alta, en sub-carbonato de amoniacó volátil y en hidro-clorato de cal fijo (1):

(1) Este pasa al estado de cloruro cuando se ha fundido.

esta descomposicion se verifica tambien en el caso en que se puede formar una ó dos sales fundibles.

Composicion de las sales. El óxido de todas las sales de un mismo género, por ejemplo, de todos los sulfatos, carbonatos &c., al mismo grado de saturacion, contiene una cantidad de oxígeno proporcionada á la del ácido con quien está unido, ó á la del oxígeno de este ácido. Si las sales son neutras, el oxígeno del ácido es una, dos, tres, cuatro y hasta ocho veces tan abundante como el del óxido; en las sales ácidas, la cantidad de oxígeno del ácido puede ser aun mayor con relacion á la del óxido; al paso que en las sub-sales, puede ser igual, ó doble, ó triple, ó bien la mitad, la tercera parte &c.

202. *Preparacion.* Se conocen muchos métodos, mediante los cuales se pueden obtener sales. 1º Se ponen en contacto con los ácidos, los óxidos, despues de reducidos á polvo fino, y aun mejor cuando estan recién preparados y gelatinosos: la combinacion se verifica ya con desprendimiento de calórico, y ya sin fenómeno alguno perceptible: en algunos casos no se puede operar sin levantar un poco la temperatura; pero se suele hacer la operacion muy bien en frio, y obtener todas las sales por este método. 2º Se pueden obtener casi todas substituyendo á los óxidos sus carbonatos, en cuyo caso hay efervescencia. 3º Casi todas las sales insolubles se pueden preparar por la via de dobles descomposiciones; y asi el sulfato de barita insoluble se puede obtener por medio del sulfato de potasa y del hidro-clorato de barita, sales que se descomponen mútuamente porque pueden dar una sal soluble y una sal insoluble (V. §. 197.) Basta para que salga bien la preparacion de estas sales, tomar una disolucion salina, cuyo ácido sea el mismo que el de la sal insoluble que se quiere obtener, y echarla en otra disolucion salina cuyo óxido sea tambien el mismo que el de la sal insoluble que se desea obtener, siempre que las dos disoluciones puedan dar origen á una sal soluble y á una sal insoluble. Asi que en el ejemplo que hemos escogido para obtener el sulfato de barita insoluble, se toman dos disoluciones, una de las cuales contiene ácido sulfúrico y la otra barita. Si se quisiese preparar fosfato de cal insoluble, se tomaria una disolucion de fosfato de potasa ó de sosa, y otra de hidro-clorato de cal &c. En general es menester que las diso-

luciones salinas esten en estado conveniente de saturacion. La sal insoluble se ha de lavar con mucha agua. 4.º Algunas sales se pueden obtener haciendo obrar los metales con los ácidos concentrados; hay entonces descomposicion de una parte del ácido, oxidacion del metal, y combinacion del óxido con el ácido no descompuesto: *ejemplo*, ácido sulfúrico concentrado y mercurio. Hay casos en que es necesario levantar la temperatura, y otros en que se forma la sal en frio. 5.º Se puede preparar bastante número de estas sales poniendo los metales en contacto con ácidos flojos; pues se descompone el agua, el metal oxidado se combina con el ácido y se desprende gas hidrógeno. 6. Las sub-sales insolubles se obtienen echando en la disolucion de la sal cierta cantidad de potasa, de sosa ó de amoniaco que solo sature una parte del ácido y precipita la sub-sal, que se lava con mucha agua. Todavía hay otros medios que omitimos, porque son peculiares á ciertas especies de sales. Las *sales dobles* se obtienen, 1.º mezclando las sales simples que las componen; y asi se forma el sulfato amoniaco magnesiano cuando se mezcla sulfato de amoniaco al sulfato de magnesia: 2.º añadiendo á una de las sales simples, que entran en la composicion de la sal doble, la base que falta; y la misma sal doble se puede obtener echando amoniaco en una disolucion de sulfato de magnesia.

203. Después de haber examinado la accion de los diferentes agentes que dejamos estudiados, sobre las sales en general, debemos dar á conocer el rumbo que nos proponemos seguir en su historia particular. Ya hace mucho tiempo que se ha advertido que las sales que forma un mismo ácido gozaban de cierto número de propiedades comunes, y podian formar un grupo mas ó menos natural á que se da el nombre de *género*. Vamos á exponer sucintamente los caractéres de cada uno de estos grupos antes de hablar de cada sal en particular.

CARACTERES DEL GENERO SUB-BORATO.

204. Sujetos á la accion del calórico la mayor parte de los sub-boratos se funden y vitrifican sin descomponerse. Hay algunos cuyo óxido se descompone, como son los de la sexta clase y el del mercurio. A la temperatura roja, solo descom-

ponen á los boratos los ácidos fijos, como el ácido fosfórico. La acción del *agua* sobre los sub-boratos varía; pero son en general poco solubles.

Propiedad esencial. Todos los ácidos estudiados hasta ahora, excepto el carbónico y bórico, descomponen los sub-boratos á la temperatura del hervor: el ácido empleado se apodera del óxido del borato, y el ácido bórico queda libre; si el borato es soluble en el agua, se echa el ácido descomponente en la *disolución* y se forman escamas de ácido bórico: si el borato es poco soluble se pulveriza y se echa sobre él el ácido diluido en agua.

Composición. (V. las tablas que están al fin del tomo 2.º)

205. *Preparación.* Todos los boratos, excepto los de sosa, de potasa, de amoníaco y de sílice, como que son poco solubles en agua, se obtienen por el tercer método (V. §. 202). Se echa una disolución de borato de sosa (ó lo que es mas común de boratos solubles) en la disolución salina de donde se desea separar el óxido, y se forma un borato insoluble. Si se emplease el sub-borato de sosa del comercio (borax), saldría el precipitado mezclado con mucho óxido que se habría separado por la sosa libre.

CARACTERES DEL GENERO SUB-CARBONATO.

206. *Propiedades esenciales.* 1.º El fuego descompone todos los sub-carbonatos, excepto tres, el de potasa, el de sosa y el de barita; cuya descomposición se puede obtener al fuego y por medio del vapor del agua: los productos que se obtienen son, gas ácido carbónico, el metal ú óxido metálico, ó bien este óxido, gas óxido de carbono, y oxígeno. 2.º Todos los sub-carbonatos son insolubles en el *agua*, excepto los de potasa, de sosa y de amoníaco: algunos de los que son insolubles en el agua se disuelven en el ácido carbónico líquido. Todos los *ácidos* que contienen agua descomponen los carbonatos en frío, y desprenden gas ácido carbónico con efervescencia y sin vapor (1).

(1) A veces se observa un vapor ligero que forma el ácido que descompone el carbonato.

Todos los sub-carbonatos son insolubles en el agua; excepto los de potasa, sosa y amoniaco. Muchos de los que son insolubles en el agua, se disuelven en el ácido carbónico líquido. A los sub-carbonatos insolubles los descomponen, por medio del calor, las sales de base de potasa ó de sosa, cuyo ácido puede formar una sal insoluble con la base de estos carbonatos: citemos por ejemplo, el sub-carbonato de barita y el sulfato de potasa: en este caso se forma sulfato de barita insoluble, y sub-carbonato de potasa soluble; pero esta descomposicion no es completa (DULONG).

Composicion. El ácido carbónico de estas sales contiene dos veces tanto oxígeno como el óxido que esta combinado con él. La cantidad de oxígeno del óxido es á la cantidad de ácido carbónico del sub-carbonato como 1 á 2,754.

Composicion particular. (V. el fin del 2º tomo).

207. *Preparacion.* Todos los sub-carbonatos excepto los de potasa, de sosa y de amoniaco, como que son insolubles en el agua, se preparan por el tercer método, (V. §. 202.), echando una disolucion de sub-carbonato de potasa ó de sosa en la disolucion salina que contiene el óxido que se quiere combinar con el ácido carbónico.

CARACTERES DE LOS CARBONATOS NEUTROS Ó SATURADOS.

208. *Propiedades esenciales.* 1.º Los carbonatos saturados ponen verde el jarabe de violetas. 2.º Éxpuestos á la accion del calórico, pierden una porcion de su ácido: lo mismo sucede cuando se calientan sus disoluciones, ó se ponen en un recipiente vacío de aire. 3.º Hacen gran efervescencia con los ácidos.

Composicion. El ácido de los carbonatos contiene tanto oxígeno como cuatro veces lo que contiene el óxido á quien satura: lo cual prueba que contienen doble ácido carbónico, que los sub-carbonatos.

CARACTERES DEL GENERO FOSFATO.

209. Los fosfatos hacen lo mismo que los boratos. Si se calientan los de las cuatro últimas clases con *carbon* se descomponen; el oxígeno del ácido y el del óxido trasforman el car-

bon en gas ácido carbónico ó en gas óxido de carbono, y se forma un fosfuro metálico: los de las dos primeras clases cuyos óxidos no puede reducir el carbon, no se descomponen del todo; solo una parte de ácido cede su oxígeno al carbon. Se ignora cual es la accion de los otros cuerpos simples sobre los fosfatos. El *agua* no disuelve facilmente sino los fosfatos de potasa, de sosa y de amoniaco; pero el ácido fosfórico disuelve todos los fosfatos insolubles.

Propiedades esenciales. 1.º Casi todos los ácidos fuertes tienen la propiedad de trasformar los fosfatos en fosfatos ácidos, combinándose con una porcion de su óxido: algunos de estos ácidos pueden tambien quitar todo el óxido á ciertos fosfatos. En todos estos casos, el ácido fosfórico, ó el fosfato ácido que ha quedado libre, si se calientan hasta el rojo con carbon, dan fósforo. 2.º El ácido nítrico disuelve casi todos los fosfatos insolubles, despues de descomponerlos (V. §. 193 *bis*).

Composicion. El ácido de los *fosfatos* neutros contiene dos veces y media tanto oxígeno como el óxido que entra en su composicion; el oxígeno del óxido es al oxígeno del ácido como 1 á 4,459 en peso. Los sub-fosfatos contienen tanto oxígeno como vez y media los anteriores. Los fosfatos *ácidulos* contienen vez y media tanto ácido como los fosfatos neutros; por consiguiente, el oxígeno del óxido es al del ácido como 1 á 3,75, y á la cantidad de ácido como 1 á 6,68. Los fosfatos *ácidos*, si exceptuamos no obstante el de cal, contienen tanto ácido como dos veces los fosfatos neutros: luego el oxígeno del óxido es al del ácido como 1 á 5, y á la cantidad de ácido como 1 á 8,918. (BERZELIUS).

Composicion particular. (V. el fin del 2.º tomo).

210. *Preparacion.* El fosfato de silice se prepara como el borato. Todos los demas fosfatos insolubles se obtienen por el tercer método, echando fosfato de sosa disuelto en una disolucion salina formada por el óxido que se quiere combinar con el ácido fosfórico.

CARACTERES DEL GENERO HIPO-FOSFITO.

211. Los hipofosfitos se descomponen á una temperatura alta, y dan gas hidrógeno perfosforado que se inflama,

fósforo, un fosfato, y un producto rojo que parece ser óxido de fósforo. Seran fáciles de concebir los resultados de que hablamos suponiendo que el agua contenida en los hipo-fosfitos se descompone igualmente. Echando los hipo-fosfitos secos en *carbones* encendidos se trasforman en fosfatos y producen una hermosa llama amarilla. Son muy solubles en agua. QUITAN repentinamente el color al sulfato rojo de per-óxido de manganeso. Descomponen las disoluciones de oro y plata, roban el oxígeno á sus óxidos y precipitan los metales. Se ignora su composición. (DULONG).

212. *Preparacion.* Se obtienen directamente combinando el ácido con la base.

CARACTERES DEL GENERO FOSFITO.

213. Los fosfitos son neutros, ácidos, ó con exceso de base; estos últimos hacen al fuego lo que los hipo-fosfitos. Echando los fosfitos en *carbones* encendidos producen una llama de un color amarillo tanto mas intenso cuanto mas ácido contienen. Los fosfitos son solubles ó insolubles en agua. Los fosfitos neutros pasan al estado de fosfatos neutros cuando hierven con bastante cantidad de ácido nítrico, el cual los cede su oxígeno.

Composicion. El oxígeno del óxido es al del ácido, en los fosfitos, como 2 á 3, y á la cantidad de ácido como 1 á 2,676.

214. *Preparacion.* Se obtienen por el primero ó tercer método (V. §. 202).

CARACTERES DEL GÉNERO SULFATO.

215. Puestos los sulfatos á la accion del *calórico* se conducen de una manera variable; los de la segunda clase no se descomponen; los demas se descomponen y se trasforman en ácido sulfúrico y en óxido, ó en ácido sulfuroso, en oxígeno y en óxido, ó bien en ácido sulfuroso y en óxido mas oxidado; á veces tambien se reduce enteramente el óxido. El *carbono* y el *hidrógeno* quitan el oxígeno al ácido de todos los sulfatos á una temperatura alta; se apoderan ademas del oxígeno de los óxidos de los sulfatos de las cuatro últimas clases: el azufre, que resulta de la descomposicion del ácido,

se une á veces al metal que queda aislado ; como por ejemplo, en los sulfatos de las cuatro últimas clases ; se combina con el óxido, si el sulfato pertenece á la segunda clase, mientras que él queda mezclado con el óxido de los sulfatos de la primera seccion. Todos los sulfatos son solubles en el agua, excepto los de barita, de estaño, de antimonio, de plomo, de mercurio y de bismuto, que son insolubles, y los de zircona, de estroncia-na, de cal, de ittria, de cerio y de plata que son poco solubles.

Propiedades esenciales. 1.^o Todos los sulfatos perceptiblemente solubles se enturbian con el protóxido de bario (barita) disuelto en agua, el precipitado es insoluble en el agua y en el ácido nítrico puro. 2.^o Los ácidos no descomponen enteramente ningun sulfato á la temperatura ordinaria, excepto el sulfato de plata, que lo descompone el ácido hidro-clórico. Los ácidos fosfórico y bórico sólidos, pueden descomponerlos todos á un calor de hierro hecho ascua, y formar fosfatos y boratos.

Composicion. El ácido de los sulfatos neutros contiene tanto oxígeno como tres veces el óxido á quien satura : el oxígeno de este óxido es á la cantidad de ácido como es 1 á 5 ; ademas de esto, el ácido contiene dos veces tanto azufre como oxígeno contiene el óxido.

216. *Preparacion.* Todos los sulfatos insolubles se obtienen por el tercer método. (V. §. 202).

La mayor parte de los sulfatos solubles de la primera y de las cuatro últimas clases se pueden trasformar en sub-sulfatos, insolubles por medio de la potasa, la sosa ó el amoniaco ; para obtenerlos, es necesario no añadir mucho álcali para no quitar al óxido todo su ácido.

Composicion particular. (V. las tablas que estan al fin del 2.^o tom.)

CARACTERES DEL GENERO SULFITO.

217. Todos los sulfitos se descomponen al fuego ; la mayor parte de ellos se convierten en ácido sulfuroso y en óxido metálico, ó en metal ; los de la segunda clase se trasforman en sulfatos, y se volatiliza su azufre. Los sulfitos expuestos al aire atraen el oxígeno de él, y pasan al estado de sulfatos, tanto mas pronto en circunstancias iguales, cuanto son mas solubles en el agua y estan mas divididos. Solo los sulfitos de potasa, de sosa y de amoniaco son muy solubles en el agua.

Propiedades esenciales. A los sulfitos los descompone con efervescencia un gran número de ácidos, tales como el ácido sulfúrico, hidro-clórico &c., y se desprende gas ácido sulfuroso cuyo olor es característico. Algunos sulfitos se pueden combinar con el azufre muy dividido, y dar origen á sulfitos sulfurados.

Composicion. El ácido de los sulfitos contiene dos veces tanto oxígeno como el óxido que entra en su composicion. El oxígeno del óxido es la cantidad de ácido del sulfito como 1 es á 4,048.

218. *Preparacion.* Los sulfitos insolubles se preparan por el tercer método, esto es, por la via de las dobles descomposiciones, (V. §. 202). Los solubles se obtienen con base simple ó carbonado y gas ácido sulfuroso; para lo cual se desprende este gas, por medio del carbon y del ácido sulfúrico, en el aparato que se ha descrito (*Véase preparacion del ácido sulfuroso*); se introduce en frascos tubulados que tengan potasa, sosa ó amoniaco líquidos &c., y se suspende la operacion cuando se ha verificado la saturacion de estas bases. Casi siempre se obtienen por este medio sulfitos cristalizados: si tienen exceso de ácido se saturan con la conveniente cantidad de álcali.

CARACTERES DEL GENERO HIPO-SULFITO (V. §. 126).

219. A los hipo-sulfitos los descompone tambien el fuego: el aire no los trasforma en sulfatos sino con la mayor dificultad. El agua no disuelve sino los de potasa, de sosa y de amoniaco: los otros se disuelven en un exceso de ácido sulfuroso, y tambien pueden cristalizar.

Propiedad esencial. Los descomponen los ácidos que descomponen los sulfitos, y se forma, á mas del gas ácido sulfuroso que se desprende, un depósito de azufre y una nueva sal.

Composicion. Los hipo-sulfitos contienen, segun GAY-LUSSAC, tanto azufre como dos veces los sulfitos.

220. *Preparacion.* Los de potasa, de sosa, y de amoniaco se preparan haciendo hervir los sulfitos simples con agua y azufre dividido; ó bien, como se hace para los sulfitos simples, haciendo llegar el gas ácido sulfuroso á aquellas bases disueltas y mezcladas con azufre. Los de barita y estronciana

se obtienen poniendo los sulfuros de estas bases en agua. Por último los de zinc y de hierro son el resultado de la acción directa del ácido sulfuroso sobre los metales.

CARACTERES DEL GENERO IODATO.

221. Todos los iodatos se descomponen á un calor rojo oscuro, solo un corto número aumenta la intensidad de la llama de las ascuas. Son en general poco solubles en el agua.

Propiedad esencial. Los ácidos sulfuroso é hidro-sulfúrico los descomponen, se apoderan del oxígeno del ácido iódico y separan el iodo.

Composición. El ácido de estas sales contiene cerca de cinco veces tanto oxígeno como el óxido á quien satura. La cantidad de oxígeno del óxido es á la cantidad de ácido que compone el iodato como 1 á 20,61.

222. *Preparacion.* Los iodatos insolubles se obtienen por la vía de las dobles descomposiciones (tercer método), echando iodato de potasa en una disolución de uno ú otro de dichos metales. Los *iodatos de potasa y de sosa* se preparan echando sobre el iodo una disolución de potasa ó de sosa, hasta que el líquido no tenga color: este líquido contiene iodato é hidriodato de potasa ó de sosa, producidos por la descomposición del agua (V. *Potasa*, acción del iodo); se hace evaporar hasta sequedad, se opera sobre la masa con alcohol á 0,81 de densidad, que disuelve el hidriodato sin obrar sobre el iodato; se lava dos ó tres veces con alcohol, para separar todo el hidriodato: si tiene exceso de álcali, se le hace disolver en agua, y se le neutraliza con el ácido acético (vinagre); de suerte que se obtiene un iodato y un acetato: se evapora hasta sequedad, y se echa sobre la masa alcohol, que solo disuelve el acetato quedando puro el iodato.

El iodato de amoniaco se obtiene directamente (segundo método, V. §. 202). Los iodatos de *barita*, de *estronciana* y de *cal* se preparan echando iodo en las aguas de barita, de estronciana ó de cal: el agua se descompone, y se forma un hidriodato soluble, que es necesario lavar para obtenerlo puro.

CARACTERES DEL GENERO CLORATO.

223. El *fuego* descompone todos los cloratos y los transforma en gas oxígeno y en sub-cloruro metálico, ó en gas oxígeno y en cloruro metálico, y además en una porción de óxido del clorato: es evidente que en esta descomposición proviene el oxígeno del ácido clórico y del óxido metálico.

Propiedades esenciales. 1.^o La mayor parte de los cloratos estudiados hasta ahora, aumentan la intension de la llama de las ascuas y producen una llama de color variable: en este caso cede el ácido clórico oxígeno al carbon. 2.^o Mezclados con sustancias avidas de oxígeno, como el carbon, el fósforo, el azufre, los sulfuros de antimonio, de arsénico &c., forman algunos cloratos y principalmente el de potasa, pólvoras que se designan con el nombre de *fulminantes*, que todas detonan con mayor ó menor violencia por la acción del calor, y que solo el choque ó golpe basta para inflamarlas. La mas fuerte de todas estas pólvoras es, sin contradicción, la que se hace con el fósforo. Se emplean regularmente para prepararlas tres partes de clorato y una parte del cuerpo avido de oxígeno: se trituran con separación estas materias, para no arriesgar la detonación con el golpe de la mano del mortero; despues se mezclan (1); se descompone el ácido clórico de los cloratos, luego que la temperatura de la mezcla está un si es no es elevada, cede su oxígeno al cuerpo con que está unido, y resultan productos que varían, según la naturaleza de este cuerpo pero que en general son sólidos y gaseosos, lo que explica la detonación. Todos los cloratos conocidos son solubles en el agua, excepto el proto-clorato de mercurio. Los ácidos fuertes parece que pueden descomponerlos á todos, pero á temperaturas diferentes y con fenómenos variables.

Composición. El ácido de los cloratos neutros es á la cantidad de oxígeno del óxido á quien satura, como 9,31 es á 1; y el oxígeno del ácido es al del óxido como 1 á 5.

(1) Para hacer la pólvora de base de fósforo, se toma el fósforo pulverizado (V. §. 69.), se cubre con esencia de terebentina y se mezcla con el clorato.

224. *Preparacion.* Los cloratos de *potasa*, de *sosa*, de *estronciana*, de *barita*, de *magnesia*, de *amoniac*, de *óxido de zinc*, de *óxido de plata*, de *protóxido de plomo* y de *deutóxido de cobre* se pueden preparar por el primero y segundo método, saturando estos óxidos ó sus carbonatos con ácido *clórico*. Los cuatro primeros se obtienen tambien haciendo llegar por algunas horas *cloro* gaseoso sobre sus óxidos humedecidos ó disueltos. Asi que poniendo en probetas, colocadas en fila, disoluciones concentradas de *potasa* ó de *sosa*, ó de *barita* ó de *estronciana* desleida en agua, haciendo comunicar entre sí las probetas por medio de tubos, y poniéndolas en disposicion de que por mucho tiempo atraviere por los álcalis el *cloro* gaseoso desprendido por medio de un aparato conveniente (V. estampa 9, fig. 57.), se advertirá al cabo de algunas horas si está el aparato bien enlodado, que se forma en cada una de estas disoluciones, 1.º un clorato que se halla cristalizado en el fondo de la probeta, cuando es de base de *potasa* ó de *sosa*: 2.º un hidro-clorato soluble: 3.º una combinacion de *cloro* y de álcali. A mas de esto se habrá desprendido gas oxígeno, particularmente si el aparato está expuesto á la luz. La formacion del clorato y del hidro-clorato es un resultado de la descomposicion del agua con que se opera por la afinidad del *cloro* con el hidrógeno y el oxígeno, por la afinidad de los ácidos hidro-clórico y clórico con los álcalis, y por la diferencia de solubilidad entre el hidro-clorato y el clorato. El compuesto de *cloro* y de álcali se produce por la afinidad recíproca de estos dos cuerpos; y finalmente el desprendimiento de gas oxígeno pende de que la luz favorece la descomposicion de una porcion de agua, cuyo hidrógeno se une al *cloro*, y cuyo oxígeno se desprende en estado de gas. Cuando se acaba la operacion, se procede á la separacion del *clorato*. Y que en cuanto á los de *potasa* y de *sosa* se hace de esta manera: se juntan los cristales que se hallan en el fondo de la probeta, y que se componen casi enteramente de clorato; se disuelven en el agua, y se les hace cristalizar de nuevo: por este medio se separa y queda en la disolucion la corta cantidad de hidro-clorato que contienen.

CARACTERES DEL GENERO NITRATO.

225. Puestos á la accion del *calórico* se descomponen todos los nitratos, y tan pronto se obtiene óxido y ácido nítrico, como el óxido y los elementos del ácido, y en fin el óxido, poco oxidado del nitrato absorve á veces cierta cantidad de oxígeno al ácido nítrico y se oxida mas.

Propiedades esenciales. 1.º Puestos sobre las *ascuas* se funden y absorve el carbon el oxígeno del ácido. 2.º La mayor parte de los *cuerpos simples*, y otros varios *cuerpos compuestos* avidos de oxígeno descompone los nitratos á una temperatura alta, se apodera del oxígeno del ácido, y dar lugar á productos variables: en general se verifica la absorcion del oxígeno con desprendimiento de *calórico* y de luz. El *agua* disuelve todos los nitratos; aunque es verdad que algunos no se disuelven sino en un exceso de ácido. 3.º El *ácido* sulfúrico descompone completamente todos los nitratos en frio, y se desprenden vapores blancos muy ligeros de ácido nítrico, si el nitrato es puro. Los ácidos fosfórico, hidro-ftórico y arsénico hacen tambien esta descomposicion á diferentes temperaturas; finalmente el ácido hidro-clórico no los descompone sino en parte, y forma *agua regia* (V. §. 154).

Composicion. El ácido de los nitratos neutros es á la cantidad de oxígeno del óxido que satura como 6,76 á 1; y el oxígeno del óxido es al del ácido como 1 á 5.

226. *Preparacion.* Se obtienen los nitratos de *zircona*, de *alumina*, de *glucina*, de *ittria*, de *magnesia*, de *cal*, de *sosa* y de *amoniaco* por el primero y segundo método, operando sobre estas bases, ó sus carbonatos, con ácido nítrico dilatado en agua.

Composicion particular de los nitratos. (Véanse las tablas que estan al fin del 2.º tomo).

CARACTERES DEL GENERO HIPO-NITRITO (V. §. 176).

227. El *fuego* descompone todos los *hipo-nitritos*, y dan productos variables. El aire atmosférico no obra sobre ellos á la temperatura ordinaria; mas bien parece que los trasforma

en nitratos, y en sub-nitratos si se calientan. Todos los hiponitritos son solubles en el *agua*.

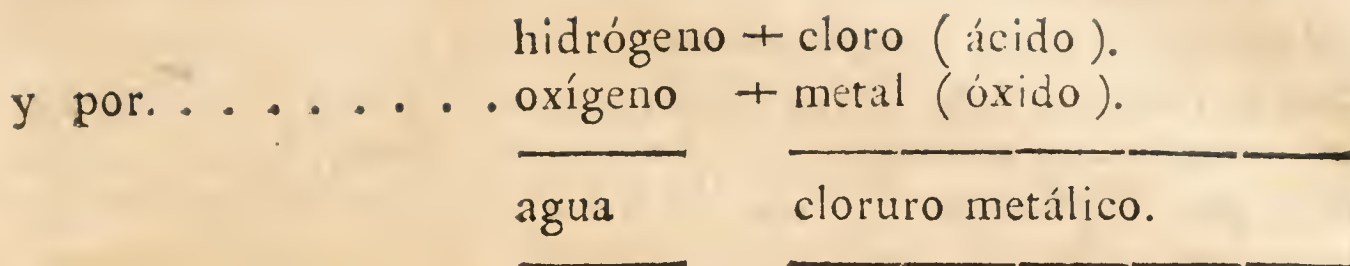
Propiedades esenciales. 1.º Algunos ácidos líquidos descomponen los *hipo-nitritos*, desprendiéndose gas ácido nitroso amarillo naranjado; tales son los ácidos sulfúrico, nítrico, fosfórico, hidro-clórico, hidro-ftórico &c. 2.º Los cuerpos simples y compuestos avidos de oxígeno obran sobre los hiponitritos, como sobre los nitratos.

Composicion. En los hiponitritos neutros el oxígeno del ácido es al del óxido como 4 á 1.

228. *Preparacion.* Es preciso abandonar el método que se sigue generalmente para la preparacion de algunos hiponitritos, y que consiste en calcinar los nitratos hasta cierto punto, para trasformar el ácido nítrico en ácido hipo-nitroso, porque es sumamente difícil suspender la calcinacion en el momento precisamente en que se verifica aquel cambio; y por otra parte hay riesgo de que la sal pase á sub-nitrito, por poco que sea lo que se caliente mas de lo que ha menester. Igualmente es fácil de concebir lo imposible que es obtenerlos directamente, no estando aislado el ácido hipo-nitroso. (*Véanse las historias particulares de los hiponitritos*).

CARACTERES DEL GENERO HIDRO-CLORATO.

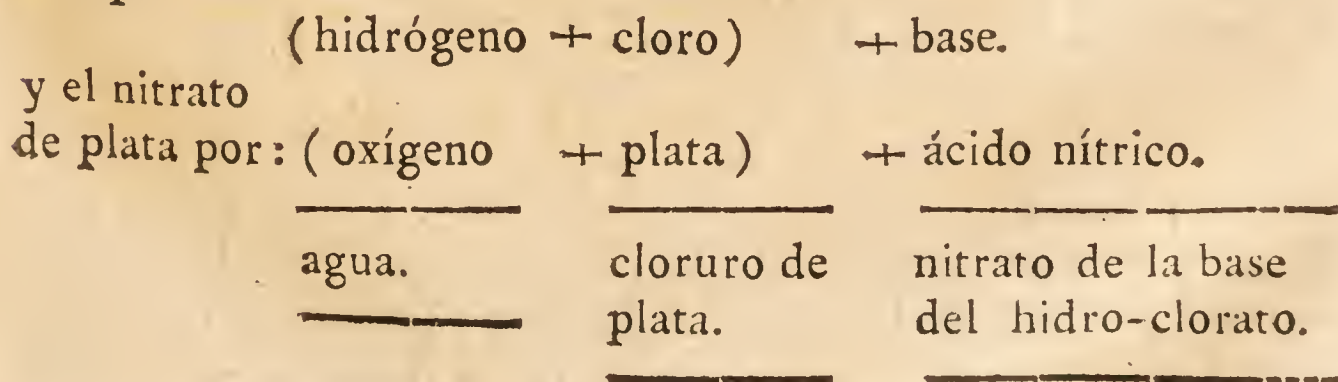
229. A cierto número de hidro-cloratos los puede descomponer el *fuego* en óxido y en ácido hidro-clórico, y por consiguiente no se trasformarán en *cloruros* cuando se calientan: citaremos, por ejemplo, el hidro-clorato de glucina. Todos los demas pasan al estado de *cloruros* cuando se calientan fuertemente: algunos de estos cloruros son volátiles. Finalmente, segun GAY-LUSSAC, los hay, que basta hacerlos cristalizar para cambiarlos en *cloruros*: tales son los hidro-cloratos de barita, de potasa y de sosa; bien que los miraremos como hidro-cloratos mientras no se les haya calentado fuertemente. He aqui como se puede concebir la formacion de uno de estos cloruros; se puede representar un hidro-clorato por:



Al paso que se deseca la sal, se une el hidrógeno del ácido hidro-clórico con el oxígeno del óxido para formar agua, que se vaporiza, y el cloro se combina con el metal.

La acción de los cuerpos *simples* sobre los hidro-cloratos es muy variada para poder exponerla de un modo general. El *agua* disuelve todos los hidro-cloratos: los cloruros de plata, los proto-cloruros de mercurio y cobre, que se han mirado hasta el día como muriatos, y que son insolubles en este líquido, no son verdaderas sales. A los hidro-cloratos de bismuto, de antimonio, de telurio &c., los descompone el *agua*. Los *ácidos* privados de agua no alteran ningun hidro-clorato sólido.

Propiedades esenciales. 1º Algunos ácidos líquidos los descomponen, se apoderan del óxido, y se desprende el gas ácido hidro-clórico en vapores blanco bastante espesos de olor picante: tal es por ejemplo el ácido sulfúrico: 2º La disolución del nitrato de plata descompone en frío todos los hidro-cloratos líquidos: el nitrato de plata es una sal formada, como lo indica su nombre, de óxido de plata y de ácido nítrico: resulta de esta operación un nitrato soluble, y cloruro de plata (muriato de plata) blanco, cuajado, pesado, que se ennegrece á la luz, insoluble en el amoníaco. Vamos á exponer la teoría de este fenómeno, uno de los mas importantes en la historia de este género de sales. Se puede representar el hidro-clorato por:



Las dos sales solubles mezcladas pueden dar origen á una sal soluble y á un cuerpo insoluble: así es que la descomposición es forzosa (V. §. 197.): el hidrógeno del ácido hidro-clórico se combina con el oxígeno del óxido para formar agua, mientras que la plata se une con el cloro y resulta cloruro insoluble: es evidente, pues, que el ácido nítrico debe dar sobre la base del hidro-clorato, y se verifica la descomposición en virtud de estas afinidades, y de la cohesión del cloruro de plata.

Composicion. El ácido de los hidro-cloratos es al oxígeno del óxido que satura como 4,532 á 1 en peso, ó como 4 á 1 en volúmen.

230. *Preparacion.* Los hidro-cloratos de zircona, de alumina, de ittria, de glucina, de magnesia, de potasa y de cal, se preparan por el primero ó segundo método, operando sobre el óxido ó el carbonato de estas bases con el ácido hidro-clórico: tambien se obtiene el hidro-clorato de cal disolviendo en agua el cloruro de calcio, que queda en la retorta cuando se prepara el amoniaco. (V. *Preparacion del amoniaco.*) Los de barita y estronciana se obtienen como los nitratos de estas mismas bases, escepto que es necesario emplear el ácido hidro-clórico en vez del nítrico para descomponer los sulfuros de estas bases.

Composicion particular. (Véanse las tablas que estan al fin del 2º tom.).

CARACTERES DEL GENERO HIDRIODATO.

231. Los hidriodatos se conducen al fuego, segun GAY-LUSSAC, como los hidro-cloratos. Todos los hidriodatos que forman los metales que descomponen el agua, son al parecer solubles, y los otros insolubles; pero como á estos últimos los considera GAY-LUSSAC como ioduros, se pudiera decir que no hay hidriodato insoluble. *Propiedades esenciales.* 1º El cloro descompone todos los hidriodatos, se apodera del hidrógeno del ácido, y deja el iodo separado: 2º los ácidos sulfúrico y nítrico operan esta descomposición: 3º El nitrato de plata precipita todos los hidriodatos en blanco; pero el precipitado, compuesto de iodo y de plata, es insoluble en el amo-

niaco: 4^o todos los hidriodatos disuelven el iodo, toman el color rojo oscuro y pasan al estado de hidriodatos iodurados.

Composicion. El oxígeno del óxido es en los hidriodatos, al hidrógeno del ácido como 1 á 2 en volúmen, y al volúmen del ácido mismo como 1 á 4: lo cual da considerando los pesos específicos, 16,05 veces tanto ácido en peso como oxígeno hay en el óxido.

232. *Preparacion.* Se pueden preparar todos los hidriodatos por el primer método, combinando el ácido con el óxido: sin embargo se obtienen los de *potasa* y *sosa* poniendo uno u otro de estos álcalis disueltos en el iodo; y se forma el hidriodato y el iodato que se separan por medio del alcohol. (Véase *preparacion de estos iodatos.* §. 222). Cuando los hidriodatos estan disueltos en este líquido, se volatiliza el alcohol destilándolo, y quedan puras las sales. Los *hidriodatos de barita*, de *estroncionia* y de *cal* se preparan tambien poniendo iodo con los álcalis; pero como se forma un iodato muy insoluble, y un hidriodato muy soluble, es mucho mas sencilla la separacion. Todos los hidriodatos con que los metales descomponen el agua, como son los de zinc, de hierro &c., se obtienen echando este líquido en un ioduro.

HIDRIODATOS IODURADOS.

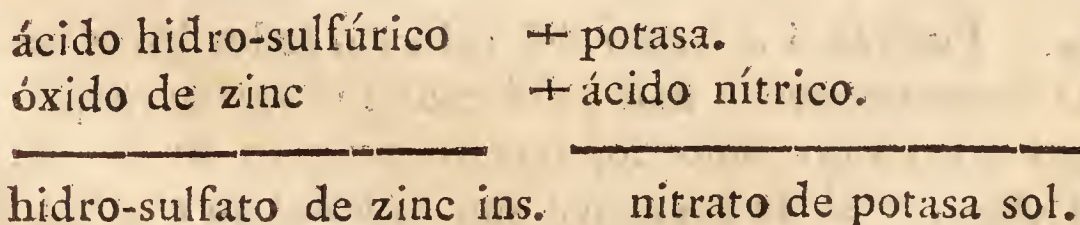
233. Estas sales, de color rojo pardo, retienen el iodo con poca fuerza; lo abandonan al hervir ó exponiéndolas al aire cuando estan secas: el iodo no altera su neutralidad.

Preparacion. Basta poner el iodo en contacto con un hidriodato para trasformarle en hidriodato iodurado.

CARACTERES DEL GENERO HIDRO-SULFATO (hidro-sulfuro.)

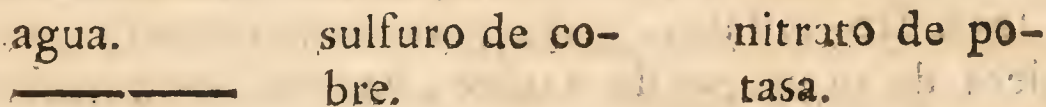
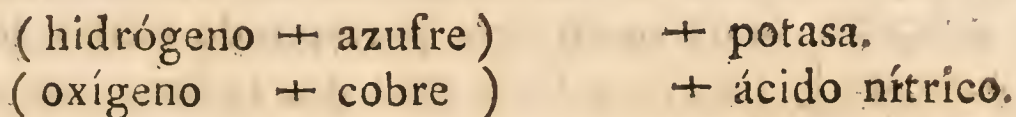
234. Puestos á la acion del calórico todos los hidro-sulfatos, se descomponen y dan productos que varían, segun la naturaleza del óxido. Solo los que forman los óxidos de la segunda clase, y el de amoniaco son solubles en el agua. El azufre particularmente con el auxilio del calor, se puede combinar con algunos hidro-sulfatos y formar *hidro-sulfatos sulfurados*.

Propiedades esenciales. 1º A todos los hidro-sulfatos solubles en el agua, los descompone y trasforma en hidro-cloratos el *cloro*, que se apodera del hidrógeno del ácido hidro-sulfúrico y precipita el azufre: 2º el *aire atmosférico* descompone los hidro-sulfatos, siendo su acción muy marcada sobre los que están disueltos. *Teoría.* El oxígeno comienza por apoderarse de una porción de hidrógeno para formar agua, entonces predomina el azufre, y el hidro-sulfato pasa al estado de hidro-sulfato sulfurado amarillo soluble; el oxígeno da pronto, no solo el hidrógeno, sino también sobre el azufre, y se forma, además de agua, ácido sulfuroso que combinándose con el azufre, y con una porción de la base del hidro-sulfato, da un hipo-sulfito sin color, que queda en disolución, si es soluble en el agua, y que cristaliza ó se precipita, si es poco soluble: de suerte que el hidro-sulfato que al principio era amarillo, queda sin color cuando se ha formado el hipo-sulfito; también hay una porción de azufre en exceso que se precipita. 3º Todos los hidro-sulfatos solubles se descomponen por los *ácidos*, un poco fuertes, que se apoderan de la base, y dejando desnudo el gas ácido hidro-sulfúrico sin precipitar el azufre: los ácidos nítrico y nitroso empleados en gran cantidad, podrían no obstante, ceder una porción de su oxígeno al hidrógeno del ácido hidro-sulfúrico, y deponer azufre. 4º Las *sales* de las dos primeras clases, excepto las de zircona y de alumina, no ejercen acción alguna sobre los hidro-sulfatos: todas las otras descomponen los hidro-sulfatos solubles, dan productos diferentes, y se forma siempre un precipitado blanco ó de color, que tan pronto es *hidro-sulfato* mas ó menos sulfurado, como un *sulfuro*. Examinamos desde luego el caso mas sencillo en que hay formación de un hidro-sulfato insoluble. Se pueden representar las dos sales por:



Es evidente que hay aquí un cambio de base y de ácido,

por lo mismo que estas dos sales solubles mezcladas pueden dar origen á una sal soluble y á una sal insoluble (V. §. 197.); á veces el hidro-sulfato precipitado contiene un exceso de azufre. Examinemos ahora el caso mas complicado en que el precipitado es un sulfuro: podemos representar las dos sales por:



Se ve que el ácido nítrico del nitrato de cobre se apodera de la potasa, mientras que el ácido hidro-sulfúrico y el óxido de cobre libre se descomponen mutuamente: el hidrógeno del primero forma agua con el oxígeno del segundo; y el azufre se une al cobre.

Composicion. El hidrógeno del ácido es, en los hidro-sulfatos, al oxígeno del óxido como 11,71 en peso, son á 88,29, ó en la misma relacion que en el agua.

235. *Preparacion.* Los hidro-sulfatos de potasa, de sosa, de amoniaco, de cal, de barita, de stronciana y de magnesia, se obtienen por el método siguiente: se mete en el balon D (V. est. 9, fig. 57.) sulfuro de hierro en polvo fino, y en los vasos F, A, B, S, E, F, G, disoluciones de potasa, de sosa, de amoniaco, ó bien cal, barita, stronciana ó magnesia, desleidas en gran cantidad de agua: se hacen comunicar entre sí estos vasos por medio de tubos de seguridad: dispuesto así el aparato, se echa en el balon por medio de un tubo de 3 brazos V, E, ácido sulfúrico dilatado en 5 á 6 veces su peso de agua; inmediatamente se desprende el gas ácido hidro-sulfúrico, (V. Preparacion de este gas.) Atraviesa la potasa, la satura; otra porcion pasa al frasco que contiene la sosa, se combina con ella, y lo mismo sucede con las otras bases contenidas en los diferentes vasos: es claro que se le debe añadir nueva cantidad de ácido sulfúrico y de sulfuro, al paso que sea mas lento el desprendimiento del gas. Durante la saturacion de estos álcalis, principalmente de la potasa y la sosa, se precipita una materia gelatinosa, mezclada con un

pólvo negro, que dá al líquido un aspecto moreno turbio, y que al fin de la operacion se junta en el fondo del vaso, y se puede separar con el filtro: esta materia se compone de sílex, de óxido de hierro, y de óxido de manganeso; sustancias que se suelen hallar en los álcalis empleados, y que se depoen al paso que el ácido hidro-sulfúrico satura estos álcalis: á veces se descubre tambien en este precipitado óxido de plata, que proviene de la potasa y de la sosa que se funde en calderas de plata. Acabada la operacion, que necesita algunos dias, se filtran los hidro-sulfatos, y se agitan con mercurio; este metal se apodera de su exceso de azufre, haciéndoles perder el color amarillo que tenian: en este experimento se ennegrece el mercurio al principio, y despues se trasforma en sulfuro rojo (cinabrio).

Los *hidro-sulfatos de manganeso, de zinc, de hierro, y de estaño* insolubles, se obtienen por la via de las dobles descomposiciones, echando *hidro-sulfato de potasa* en una disolucion salina de uno ú otro de estos metales.

HIDRO-SULFATOS SULFURADOS.

Los hidro-sulfatos sulfurados que contienen mucho azufre se han llamado sin razon *sulfuros hidrogenados*: tienen un color amarillo mucho mas subido que los que contienen poco azufre.

236. *Propiedades esenciales.* 1^o Todos los hidro-sulfatos sulfurados se descomponen con efervescencia por los ácidos un poco fuertes; se desprende gas ácido hidro-sulfúrico, y se precipita azufre, mezclado á veces con hidruro de azufre: 2^o El ácido *hidro-sulfúrico* disuelto en el agua (hidrógeno sulfurado) tiene igualmente la propiedad de descomponer estos cuerpos, precipitando azufre y cambiándolos en verdaderos hidro-sulfatos.

237. *Preparacion.* Se obtienen fácilmente hirviendo los óxidos con agua y azufre en polvo: y se preparan tambien (excepto el de cal) poniendo en agua los sulfuros de estas bases obtenidos por la via seca (V. §. 303); es cierto que en estas operaciones se forman hiposulfitos de barita, de estronciana, de cal, de potasa y de sosa; y que los tres prime-

ros se pueden separar fácilmente con el filtro, por ser insolubles en agua, al paso que los hidro-sulfatos son solubles en este líquido; pero es muy difícil separar los hipo-sulfitos de potasa y de sosa que son solubles en agua: de manera que para obtener los hidro-sulfatos sulfurados de potasa y de sosa puros, es menester que los hidriodatos simples de estas bases vuelvan á obrar, á un calor suave, sobre el azufre pulverizado.

Hidro sulfato sulfurado de amoniaco (licor fumante de BOYLE). (V. sales amoniacales.

CARACTERES DEL GENERO HIDRO-FTORATO.

DAVY mira los cuerpos, conocidos hasta el dia con el nombre de *fluatos privados de agua*, como compuesto de *ftoro* y de un metal: no los considera ya como sales: en llegando á disolver en el agua los *ftoruros* solubles en ella, se descompone el líquido como con los cloruros, y se produce ácido hidro-ftórico y un óxido metálico que se combinan y forman una verdadera sal. (V. *Accion del agua sobre los cloruros* §. 183.) De cualquier modo vamos á exponer los caractéres de los *ftoruros*, y de los *hidro-ftoratos*.

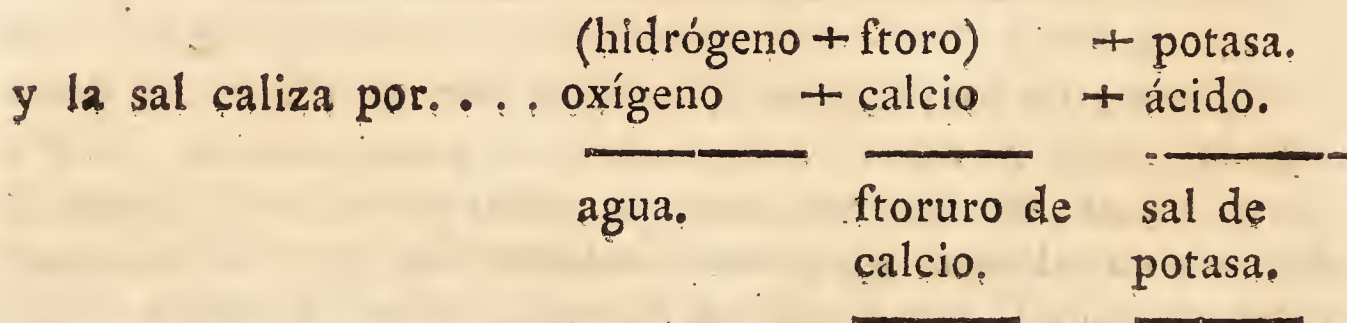
238. Los *ftoruros* (fluatos anhidros ó secos) son indescomponibles por el fuego: algunos de ellos se pueden descomponer si estan húmedos; fenómeno que pende de que el agua se descompone tambien; pues en efecto el hidrógeno se combina con el ftoro para formar ácido hidro-ftórico, mientras que el oxígeno da sobre el metal y el óxido. El *ácido bórico vitrificado* es el único entre los que no continen agua, capaz de descomponer los ftoruros á una temperatura alta; pero se descompone él tambien: el boro y el ftoro se unen para formar ácido ftoro-bórico (fluobórico, V. §. 151), mientras que el oxígeno del ácido bórico se combina con el metal que entra en la composición del ftoruro (fluato seco).

Propiedad esencial. Los ácidos *sulfúrico*, *fosfórico* y *arsénico*, que continen agua, descomponen los ftoruros (fluatos secos) y se desprende ácido hidro-ftórico en vapores blancos picantes, que tienen accion sobre el vidrio: se ve que en este caso se descompone el agua del ácido empleado, su hidrógeno trasforma el ftoro en ácido hidro-ftórico, el oxígeno oxida el

metal ; y el óxido formado se combina con el ácido sulfúrico, fosfórico ó arsénico.

No se conocen mas que cuatro *hidro-ftoratos* neutros (fluatos) solubles en el agua, los de potasa, de sosa, de amoniaco y de plata : los otros se disuelven en un exceso de ácido.

Propiedad esencial. 1º Los hidro-ftoratos solubles descomponen todas las sales calizas y las precipitan en blanco: el precipitado, mirado hasta el día como fluato de cal, es un *ftoruro de calcio*. Se puede concebir su formación representando el hidro-ftorato, que suponemos ser el de potasa por:



El ácido de la sal caliza se combina con la potasa para formar una sal soluble; mientras que el oxígeno del óxido se une al hidrógeno y el calcio al ftoro: este carácter puede servir para distinguir los hidro-ftoratos de los hidro-cloratos.

2º Los hidro-ftoratos se descomponen por los ácidos sulfúrico, fosfórico y arsénico, que se apoderan del óxido, y dejan libre el ácido.

239. *Preparacion.* Los *hidro-ftoratos*, de potasa, de sosa, de amoniaco y de alumina se obtienen por el primer método, combinando el ácido con estas bases, ó bien operando sobre el hidro-ftorato ácido de sílice con uno ú otro de estos álcalis, los cuales precipitan la sílice y un poco de ácido, y quedan en la disolución en estado de hidro-ftorato. El *hidro-ftorato de plata* se obtiene por el primer método echando ácido hidro-ftórico débil en el óxido de plata.

Los *fluatos insolubles*, que se han considerado hasta el día como *ftoruros*, se preparan por la vía de las dobles descomposiciones, poniendo un hidro-ftorato soluble en una disolución salina que contenga el metal que se quiere trasformar en ftoruro.

Todavía no hay bastantes datos para establecer los caracteres del género *ftoro-borato* (fluoborato).

DE LOS METALES DE LA PRIMERA CLASE.

240. Estos metales, en número de cinco, no están admitidos todavía sino por analogía: tienen tal afinidad con el oxígeno que no ha sido posible descomponer sus óxidos.

DE LOS ÓXIDOS DE LA PRIMERA CLASE.

241. Estos óxidos, que son cinco, la zircona, la alumina, la glucina, la yttria y la thorina se designan en muchas obras con el nombre de *tierras*. Todos son sólidos, insípidos, insolubles ó casi insolubles en el agua, y sin acción sobre la infusión de girasol: no ponen verde el jarabe de violetas. Tienen mucha menos afinidad con la mayor parte de los ácidos que los óxidos de la segunda clase.

DE LAS SALES DE LA PRIMERA CLASE.

242. 1º A todas las descomponen los óxidos de la segunda clase: 2º el amoníaco líquido las descompone en todo ó en parte: el precipitado se forma constantemente por el óxido de la primera clase que el ácido ha abandonado. 3º Los sub-carbonatos de potasa, de sosa y de amoníaco, pudiendo dar lugar, con las sales de esta clase, á una sal insoluble y á una sal soluble, las descomponen al calor y forman precipitados blancos, que son sub-carbonatos de alumina, de zircona, &c. (V. §. 197).

DEL ZIRCONIO.

243. Este metal es desconocido.

Oxido de zirconio (zircona.) No se ha hallado todavía este óxido sino en el zircon, piedra de color variable que se encuentra en las arenas de algunos rios en Ceilan y en Expailly. Es blanco é insípido: su peso específico es de 4,3. Se ignora si es fundible á una temperatura alta; pero se ha llegado á fundir el zircon con el soplete de Brooks. No tiene acción sobre los otros fluidos no pesables, ni sobre los cuerpos simples estudiados antes. Se puede combinar con algunos

ácidos cuando no ha sido calcinado; no tiene acción sobre el sílex. Lo descubrió KLAPROTH en 1789: no tiene usos.

Preparacion. Se toma zircon pasado por tamiz, se calienta hasta el color rojo, con tres ó cuatro veces su peso de potasa cáustica, en un crisol de platino: al cabo de tres cuartos de hora, se deslíe el producto en diez ó doce veces su peso de agua, y se echa en ella ácido hidro-clórico para disolverlo enteramente: esta disolucion contiene hidro-cloratos de potasa, de zircona, de hierro y de sílex, pues que el zircon da en la análisis 65 de zircona, 33 de sílex y 2 de óxido de hierro: (KLAPROTH y VAUQUELIN): no lo pueden disolver los ácidos hasta despues que lo ha dividido la potasa ú otra sustancia análoga. Se hace evaporar la disolucion hasta la consistencia de gelatina, se descompone el hidro-clorato de sílex, se precipita la sílice, y el ácido se volatiliza: se le echa de nuevo agua, se filtra y se obtiene una disolucion formada de los hidro-cloratos de potasa, de zircona y de hierro; se echa en ella un poco de hidro-sulfato sulfurado de amoniaco para precipitar solo el hierro en estado de hidro-sulfato negro, cuidando de no emplear con exceso este reactivo, porque precipitaria tambien la zircona: se deja de echar cuando ya el deposito ó precipitado no es negro; y entonces se filtra la disolucion, y se precipita la zircona con el amoniaco, que se apodera del ácido del hidro-clorato de zircona; se lava para secarlo &c.

DE LAS SALES DE ZIRCONA.

244. Se conoce muy corto número de sales de zircona: son insolubles ó poco solubles en el *agua*, excepto el hidro-clorato: la *potasa* las descompone todas: la zircona descompuesta es insoluble en un exceso de potasa. La solución de *sub-carbonato de amoniaco*, que las precipita en estado de sub-carbonato blanco, vuelve á disolver el precipitado cuando se emplea en grande cantidad. Las precipita el *sulfato de potasa*. Los hidro-sulfatos de potasa, de sosa y de amoniaco las descomponen, y dan un precipitado blanco de zircona, mientras se desprende el ácido hidro-sulfúrico. El *oxalato de amoniaco* no precipita ninguna de las sales de zircona. No tiene uso ninguna de las sales de zircona.

245. *Sub-carbonato de zircona*. Es producto del arte, insoluble en el agua, insípido, inalterable al aire, y descomponible por el fuego. *Preparacion.* (V. §. 207.)

246. El *fosfato de zircona* no se halla en la naturaleza: es insípido, insoluble en el agua, é inalterable al aire. *Preparacion.* (V. §. 210.)

247. El *sulfato de zircona* es producto del arte, blanco, pulverulento, insípido, inalterable al aire, insoluble en el agua, soluble en el ácido sulfúrico, y capaz de dar por la evaporacion cristales transparentes: lo puede descomponer el fuego. *Preparacion.* (V. §. 216.)

248. *Nitrato de zircona*. Esta sal es producto del arte: cristaliza en agujas, pero con mucha dificultad: su sabor es astringente, stíptico; enrojece la infusion de girasol; calentado se trasforma en ácido nítrico y en zircona; es poco soluble en el agua, y se disuelve en ella tanto mejor, cuanto contiene mas ácido. *Preparacion.* (V. §. 226.)

249. *Hidro-clorato de zircona* (*muriato de zircona*): No se halla en la naturaleza: cristaliza en agujas blancas, que tienen un sabor astringente y enrojecen la infusion de girasol: se descompone al fuego en ácido hidro-clórico y en zircona, de suerte que no se trasforma en cloruro: es muy soluble en el agua. *Preparacion.* (V. §. 230.)

DEL ALUMINIO.

250. Este metal es desconocido. Se encuentra en la naturaleza un producto á que se ha dado el nombre de *fluato de alumina*, y que se cree compuesto de floro y de aluminio.

Oxido de aluminio (*alumina*). La alumina parece que se halla en cierta cantidad en Sajonia, en Silesia, en Inglaterra y cerca de Verona: entra en la composicion de las arcillas, y tambien se halla combinada con el ácido sulfúrico.

La alumina pura es blanca, suave al tacto, insípida, se pega á la lengua, y su peso específico es de 2,00. Expuesta á la accion del soplete de gas, se funde con prontitud en globulillos de un vidrio trasparente que tira á amarillo. Los otros fluidos no ponderables, los cuerpos simples examinados antes y el aire no ejercen sobre la alumina accion alguna; forma ma-

sa con el agua y la retiene fuertemente. El hidrato de alumina es blanco, pulverulento, y parece formado de 100 partes de alumina, y de 54 de agua. El *amoniacó* cáustico disuelve la alumina en cantidad perceptible (BERZELIUS). Algunos ácidos se pueden combinar con ella, en particular cuando no está calcinada. Una mezcla de alumina y de *zircona* se puede fundir. No se usa de la alumina en estado de pureza, sino en los laboratorios: los usos de la arcilla son muchos.

Preparacion. Se echa un exceso de amoniaco en una disolucion de sulfato ácido de alumina y de potasa (alumbre): solo se descompone el sulfato de alumina, y se precipita la alumina, se lava muchas veces para disolver los sulfatos de amoniaco y de potasa, y se seca.

GAY-LUSSAC ha dado á conocer un método nuevo para obtener la alumina pura en muy poco tiempo: consiste unicamente en calcinar en un crisol, alumina de base de amoniaco seca de antemano, con lo cual se desprenden el ácido sulfúrico y el amoniaco, y queda la alumina.

DE LAS SALES DE ALUMINA.

251. Falta mucho para haber examinado todas las sales de alumina: la *potasa* precipita en blanco sus disoluciones: la alumina depuesta se disuelve en un exceso de potasa: tiene en general un sabor stíptico astringente. El sub-carbonato de amoniaco, no vuelve casi á disolver el precipitado que forma en sus disoluciones. Los hidro-sulfatos solubles se conducen con ella como las sales de *zircona*. El oxalato de amoniaco no las precipita (1). Ninguna de estas sales, excepto el sulfato, tiene uso.

252. *Borato de alumina.* Es casi insoluble en el agua. *Preparacion.* (V. §. 205.)

253. *Sub-carbonato de alumina.* Es blanco, insoluble en el agua, insípido, inalterable al aire y descomponible por el fuego. *Preparacion.* (V. §. 207.)

(1) El ácido oxálico es un ácido vegetal que daremos á conocer mas adelante: forma con el amoniaco una sal soluble, de que usaremos con frecuencia como reactivo.

254. *Fosfato de alumina.* Es producto del arte, blanco, pulveruiento, insoluble en el agua, y da un vidrio trasparente cuando se funde con el soplete. *Preparacion.* (V. §. 210).

255. *Sulfato ácido de alumina.* Es siempre producto del arte; enrojece la infusion de girasol, se puede obtener cristalizado en borlas sedosas, ó en láminas flexibles nacaradas y brillantes de un sabor ágrío stíptico; atrae la humedad del aire y se disuelve en un peso de agua menor que el suyo: calentándolo pierde el exceso de su ácido, se pone neutro, y aun puede descomponerse del todo, si el calor es muy intenso: unido al sulfato de potasa ó de amoniaco forma alumbre (V. Sulfato de amoniaco): no se le conoce otro uso. Se obtiene disolviendo en ácido sulfúrico alumina recién precipitada y lavada.

256. *Sub-sulfato de alumina.* Existe en las minas de la Tolfa: es blanco, insípido, é insoluble en el agua. *Preparacion.* (V. §. 216).

257. *Sulfito de alumina.* No es cristalizabile, ni soluble en el agua, y poco soluble en el ácido sulfuroso: lo descompone el fuego. *Preparacion.* (V. §. 218.)

258. *Nitrato ácido de alumina.* No se halla en la naturaleza. Se puede obtener cristalizado en láminas ductiles y poco consistentes, y esto no sin gran dificultad: tiene un sabor ágrío, muy astringente; es delicuescente y en extremo soluble en el agua: calentándolo se trasforma en ácido nítrico y en alumina. *Preparacion.* (V. §. 226).

259. *Hidro-clorato ácido de alumina.* Es producto del arte; tiene un sabor salado, ácido stíptico; enrojece la infusion de girasol; no es cristalizabile, y da por evaporacion una masa gelatinosa, semitrasparente, que atrae con fuerza la humedad del aire, que es en exceso soluble en el agua, y que se trasforma por el fuego en gas ácido hidro-clórico y en alumina. *Preparacion.* (V. §. 230.)

260. *Hidro-ftorato de alumina (fluato).* No se halla en la naturaleza: tiene un sabor ácido, astringente, y forma con el silex y la sosa sales dobles. *Preparacion.* (V. §. 239.)

DEL ITTRIO.

261. Este metal es desconocido.

Oxido de ittrio (ittria ó gadolinita). No se ha encontrado este óxido sino en Itterbi en Suecia: entra en la composicion de la ittérbita, y del ittrotantálito, piedras, la primera negra y de fractura vítrea brillante, y la segunda cenicienta, y en pedazos del grueso de una avellana.

La *ittria* es blanca é insípida. Su peso específico es de 4,842; se ignora si es fundible; pero el ittérbito se funde prontamente y da un vidrio negro, lustroso como un azabache, de un brillo muy vivo cuando se sujeta á la accion del soplete de gas de BROOKS: los otros fluidos no ponderables, los cuerpos simples examinados antes y el agua, no ejercen sobre él accion alguna. Acaso se habrá de exceptuar el azufre y el gas ácido hidro-sulfúrico. Expuesto al aire, absorve de él el ácido carbónico. No tiene usos: la descubrió GADOLINI en 1794.

Preparacion. Se hace hervir en una redoma una parte de *ittérbita* pulverizada con cuatro ó cinco partes de ácido nítrico un poco dilatado en agua, y se obtienen nitratos de ittria, de cal, de manganeso, y de hierro solubles; quedando el silex y el óxido de hierro que no se han disuelto: la ittérbita contiene estos diferentes óxidos. Se decanta el líquido, se dilata en agua para filtrarla, y luego se mezcla con las aguas de la lavadura del residuo. Se seca por evaporacion para separar el exceso de ácido nítrico, y se echa á la masa agua que disuelve los nitratos de ittria, de cal, de manganeso, y la porcion de nitrato de hierro que no descompone la accion del calor; se filtra y se echa en la disolucion un excèsos grande de sub-carbonato de amoniaco, que precipita la cal, el manganeso y el hierro en estado de sub-carbonatos; queda en el líquido nitrato de amoniaco y sub-carbonato de ittria disueltos por el exceso de sub-carbonato de amoniaco; se filtra y se hace hervir la disolucion; el sub-carbonato de ittria no tarda en precipitarse, al paso que se volatiliza el sub-carbonato de amoniaco; se lava el precipitado, se seca y se hace ascua en un crisol, para desprender el ácido carbónico y obtener la *ittria* pura.

Tambien se harian las mismas operaciones, si la ittérbita

contuviese glucina, excepto que sería necesario separar el sub-carbonato de glucina del sub-carbonato de ittria con una disolución de potasa, que solo puede disolver el primero.

DE LAS SALES DE ITTRIA.

262. Estas sales, la mayor parte desconocidas, tienen un sabor dulce cuando son solubles en el agua: sus disoluciones se conducen con la potasa y con el *sub-carbonato de amoniaco*, como las de zircona (V. §. 244): los *hidro-sulfatos* solubles no las alteran ó enturbian. No tienen uso ni se hallan en la naturaleza.

263. El *carbonato de ittria* es insípido, insoluble en el agua, inalterable al aire, y descomponible al fuego. *Preparacion.* (V. §. 207).

264. *Sulfato de ittria.* Se obtiene cristalizado en granitos brillantes, de un sabor dulce astringente y blancos, solubles en cuarenta ó cincuenta partes de agua, poco solubles en un exceso de ácido. *Preparacion.* (V. §. 202, método 1.º)

265. *Nitrato ácido de ittria.* Su sabor es dulce y astringente; enrojece la infusion de girasol, atrae la humedad del aire, y se disuelve muy bien en agua: no se le puede hacer cristalizar sino con la mayor dificultad; lo descompone el fuego; el ácido sulfúrico trasforma su disolución en sulfato, que se precipita en forma de cristalitos. *Preparacion.* (V. §. 226.)

266. *Hidro-clorato de ittria.* Su historia es la misma que la del nitrato. *Preparacion.* (V. §. 230.)

DEL THORINIO.

267. Este metal es desconocido.

Oxido de thorinio. (Thorina). BERZELIUS descubrió la thorina en el año de 1816, en el canton de Fimbo, en las cercanías de Falhun. Forma parte de los minerales conocidos con los nombres de *deuto-fluato neutro de cerio*, de *fluato de cerio* y de *ittria*, de *gadolinita* de Korarvet, &c. Es insípida, no tiene color, ni acción sobre el jarabe de violetas. Expuesta al aire atrae su ácido carbónico y pasa á carbonato. No la disuelve el agua.

Propiedad esencial. Los ácidos sulfúrico, nítrico é hidrocórico la disuelven y forman sales, aun cuando esté muy calcinada.

Extraccion. Se disuelve la gadolinita de Korarfvét reducida á polvo, en agua regia hirviendo (Véase §. 154): esta disolucion contiene hidro-cloratos de hierro, de cerio, de ittria y de thorina; se satura el exceso que contiene de ácido con el amoniaco cáustico, y se mezcla con succinato acídulo de amoniaco, el cual precipita el óxido de hierro en estado de succinato; se filtra y se echa en la disolucion sulfato de potasa, que precipita al óxido de cerio en estado de sulfato de óxido de cerio y de potasa; se filtra otra vez, y se echa en el líquido filtrado un exceso de amoniaco, por cuyo medio se precipita la thorina y la ittria; se lavan y vuelven á disolver en ácido hidrocórico; se evapora el hidro-clorato hasta que esté seco, y se las hace hervir con agua, la cual disuelve el de la ittria y descompone el de la thorina, de modo que deja libre casi todo aquel óxido.

DE LAS SALES DE THORINA.

268. Las sales de thorina tienen un sabor puramente astringente; son solubles ó insolubles en el agua. La *potasa* descompone las disoluciones salinas de thorina: y cuando esta está precipitada no se disuelve en un exceso de aquel álcali. El *oxalato de amoniaco* forma con ellas un precipitado. No las altera el sulfato de potasa. Las precipitan los succinatos, los tartratos, y los benzoatos alcalinos. El poso que forman los tartratos alcalinos es soluble en la potasa. Estos caractéres son mas que suficientes para distinguir las sales de thorina, de las de zircona con las que podrían confundirse.

269. *Sulfato de thorina.* Se presenta en cristales transparentes, inalterables al aire, que descompone el agua en sulfato ácido soluble, y en sub-sulfato pulverulento insoluble.

Preparacion. Primer método. (V. §. 202.)

270. *Nitrato é hidro-clorato de thorina.* Basta que hiervan las disoluciones de estas sales para que se descompongan y separe de ellas la thorina en forma de una masa voluminosa, gelatinosa y algo trasparente. *Preparacion.* Primer método. (V. §. 202.)

DEL GLUCINIO.

271. Este metal no se ha podido obtener todavía.

Oxido de glucino (glucina). No se halla sino en tres piedras preciosas , la esmeralda , el agua marina , y el euclaso. Cerca de Limoges se ha descubierto una mina muy abundante de agua marina. Es blanco é insípido , su peso específico es de 2,967. Todavía no se ha llegado á fundirlo ; pero es probable que se funda con el soplete de gas de BROOKS ; á la temperatura que produce se ha fundido con prontitud la esmeralda del Peru. No tiene accion sobre los otros fluidos no pesables , ni sobre los cuerpos simples examinados , excepto tal vez el azufre. Expuesto al aire atrae el gas ácido carbónico ; se combina con todos los ácidos ; el agua no lo disuelve. Lo descubrió VAUQUELIN en 1798 : no tiene uso.

Preparacion. Se estrae del veril ó agua marina : el de Limoges se forma , segun VAUQUELIN , de 69 de silice , 16 de glucina , 13 de alumina , 0,5 de cal y 1 de óxido de hierro. Se opera sobre él con potasa , agua y ácido hidro-clórico , como se ha dicho hablando del zircon ; se evaporan los hidro-cloratos para precipitar la silice en gelatina , se echa agua á la masa , se filtra la disolucion , compuesta de los hidro-cloratos de glucina , de alumina , de cal y de hierro solubles ; se les echa un exceso de sub-carbonato de amoniaco , que obra sobre ella como sobre la disolucion de ittria , de suerte que se obtiene la *glucina* siguiendo el mismo método.

DE LAS SALES DE GLUCINA.

272. Las sales de glucina solubles tienen un sabor dulce ; la *potasa* y el *sub-carbonato de amoniaco* precipitan sus disoluciones ; el precipitado de glucina ó de sub-carbonato de glucina se vuelve á disolver en un exceso de uno ú otro de estos reactivos : no las enturbian los hidro-sulfatos solubles. Ninguna de estas sales tienen uso : todas son producto del arte.

273. El *sub-carbonato de glucina* es insípido , insoluble en el agua , inalterable al aire y descomponible al fuego. *Preparacion.* (V. §. 207).

274. *Fosfato de glucina*. También es insípido, inalterable al aire é insoluble en el agua: se disuelve en un exceso de ácido fosfórico. Se funde con el soplete, y da un glóbulo vítreo que conserva su transparencia aun despues de frio. *Preparacion*. (V. §. 210).

275. *Sulfato de glucina*. Es cristalizable en agujas, que tienen un sabor dulce, astringente: atrae ligeramente la humedad del aire, y se disuelve muy bien en el agua. Expuesto al fuego se funde en su agua de cristalización, se levanta esponjado, se seca, y acaba por descomponerse: á su disolucion la precipita en blanco amarillento la infusion de nuez de agallas. (1) *Preparacion*. (V. §. 202. Primero ó segundo método.)

276. *Nitrato ácido de glucina*. Tiene el mismo sabor que el sulfato: enrojece la infusion de girasol: evaporado da una masa pastosa, no cristalizable, que atrae con fuerza la humedad del aire, es muy soluble en el agua, y se descompone al fuego: la nuez de agalla precipita su disolucion de color amarillo gris. *Preparacion*. (V. §. 226).

277. *Hidro-clorato ácido de glucina*. Se puede obtener cristalizado; su sabor es dulce; enrojece la infusion de girasol; se disuelve muy bien en agua, y se trasforma por la accion del fuego en ácido hidro-clórico y en glucina.

Preparacion. (V. §. 230).

DE LOS METALES DE LA SEGUNDA CLASE.

Estos metales son ocho; á saber, el siliceo, el magnesio, el calcio, el stroncio, el bario, el litio, el sodio y el potasio. Tienen propiedades comunes que ya hemos expuesto al enumerar los caractéres de la seis clases. Cuando se combinan todos, menos el siliceo y el magnesio, con cierta cantidad de oxígeno, dan origen á óxidos *alcalinos*: los otros dos forman óxidos *terreos*.

(1) La infusion de nuez de agallas se forma principalmente de dos materias vegetales, conocidas con los nombres de *ácido gálico*, y de *principio curriente*: basta para obtenerla echar agua hirviendo sobre la nuez de agallas quebrantada.

§. 1º De los metales de la segunda clase, que el oxígeno puede transformar en óxidos terreos.

Son dos: el siliceo y el magnesio.

DE LOS OXIDOS DE ESTOS METALES.

278. Estos óxidos tienen las mismas propiedades que los de la primera clase (Véase §. 241.), excepto la magnesia que puede poner verde el jarabe de violeta. No expondremos las generalidades sobre las sales que forman cuando se combinan con los ácidos, porque presentan caracteres que no se parecen unos á otros.

DEL SILICIO.

279. De los experimentos que han hecho BERZELIUS, STROMMEYER y DAVY, resulta que el silicio está en forma de polvo de color subido, que no se altera al calor, y que es susceptible de apoderarse con rapidez del oxígeno del aire ó del agua, para formar el óxido de silicio (silice), y de disolverse en la potasa; se puede combinar con el hierro, y formar una aligacion blanca y ductil: últimamente se transforma en ácido ftoro-silícico cuando se une al ftoro puesto en circunstancias particulares. DAVY le ha obtenido haciendo pasar al traves de la silice que contenia un tubo de platina, y cuya temperatura era muy alta, un exceso de potasio, el cual se apodera del oxígeno de la silice, para formar potasa, y deja libre al silicio.

DEL ACIDO FTORO-SILICICO. (fluórico siliciado)

280. Jamas se halla en la naturaleza, el ácido ftoro-silícico: se presenta en forma de gas sin color, trasparente, con un olor análogo al del gas ácido hidro-clórico, de un sabor muy ácido; enrogece la infusion de girasol, apaga los cuerpos encendidos, y su peso específico es de 3,574. No lo descompone el calórico, ni los cuerpos simples de que ya hemos tratado: exala vapores blancos espesos cuando está espuesto al aire. El agua puede absorber 265 veces su volúmen, pero le descompone y transforma en hidro-ftorato ácido de silice soluble, y en sub-hidro-ftorato insoluble, que se precipita en forma de gelatina; de lo que se

sigue que el agua se descompone tambien, uniéndose su hidrógeno al ftoro, con el que forma ácido hidro-ftórico, y el oxígeno al silicio que hace pasar al estado de silice. El ácido ftoro-silícico, analizado por JOHN DAVY en la época en que se miraba como compuesto de silice y de ácido fluórico, dió 61,4 de silice y 38,6 de ácido fluórico. No tiene usos.

Preparacion. Se pone en una redoma de cristal y mejor de plomo, que tenga un tubo *encorvado*, una mezcla de tres partes de ftoruro de calcio (fluato de cal) y de una parte de arena reducida á polvo fino: á esto se añade el ácido sulfúrico concentrado necesario para hacer una papilla espesa, y se pone la redoma á un calor suave: al momento se desprende el gas, que va á parar á las campanas colocadas de antemano en el baño de mercurio, quedando en la redoma sulfato de cal.

Teoría. En esta operacion se descomponen el ftoruro de calcio y el óxido de silicio: el ftoro se une al silicio para formar el gas de que tratamos, al mismo tiempo que el calcio se combina con el oxígeno de la silice y pasa al estado de cal, que queda en la redoma con el ácido sulfúrico.

OXIDO DEL SILICIO (silice).

281. Este óxido constituye casi él solo las diferentes especies de cuarzo, como el cristal de roca, el pedernal, los guijarros, las arenas &c., sustancias abundantemente esparcidas en la naturaleza: es parte de todas las piedras preciosas (1): se halla en ciertas aguas de Islandia, en la mayor parte de los vegetales &c. Cuando es puro, es blanco; áspero al tacto y no tiene olor: su peso específico es de 2,66. Puesto á una temperatura alta, por ejemplo, á la que puede producir el soplete de BROOKS, se funde en el momento, y da un vidrio de color de naranja que al parecer se volatiliza en parte. Los otros flui-

(1) Algunos químicos consideran á la silice como un ácido á quien llaman *silícico*, y creen que las tierras no son mas que especies de sales formadas por la combinacion del ácido silícico con los óxidos de aluminio, de calcio &c.

dos no pesables, los cuerpos simples examinados antes, y el aire no ejercen sobre él acción alguna.

El agua disuelve una cantidad muy corta, según los experimentos de KIRWAN, y de BARRUEL. Ninguno de los ácidos estudiados hasta aquí, excepto el ácido hidro-ftórico (fluórico), se puede combinar con este óxido á la temperatura ordinaria. Los ácidos bórico y fosfórico sólidos se combinan con él á la temperatura de ascua. Se emplea en la fabricación del vidrio ó cristal, en la alfarería, y en los morteros ó argamasas para edificar; la arena sirve para filtrar las aguas, y el cristal de roca para hacer hermosas arañas.

Preparacion. Se mete en una retorta una parte de arena, ó de pedernal bien pulverizados, y tres partes de potasa; se calienta por grados la mezcla hasta el calor rojo, se funde la potasa, pierde su agua, se esponja y se combina con el silex. Verificada la fundición ó que á lo menos esté la masa blanda, se vierte y se deja enfriar en una basija de cobre ó de plata. Se opera sobre ella en una cápsula con cuatro ó cinco veces su peso de agua, cuya temperatura se levanta; se filtra la disolución, que se llamaba en otro tiempo *licor de guijarros* (potasa siliciada); se le echa ácido sulfúrico, hidro-clórico ó nítrico para saturar la potasa, y se obtiene un precipitado gelatinoso de silex; se decanta la disolución salina formada, y se lava el precipitado que se hace secar. Si la disolución estuviese muy dilatada, y el ácido no hubiera precipitado al silex, seria menester concentrarla por medio de la evaporación.

DE LAS SALES DE SILICE.

282. Las sales del silice se han estudiado muy poco, y así son muy pocas las que se conocen, y por consiguiente no se pueden establecer sus caractéres de un modo general. Diremos, no obstante, que la silice, fundida con dos veces su peso de potasa (hidrato de deutóxido de potasio) da una masa, que disuelta en gran cantidad de agua, se puede combinar con diferentes ácidos, y formar sales dobles de potasa y de silice solubles en mucha agua: estas sales dobles tienen por carácter el descomponerse y dejar precipitar el silex ó silice en forma de jalea, cuando se concentran por evaporación.

283. El *borato* y *fosfato* de silice son producto del arte: son vitrificados, transparentes, insípidos, inalterables al aire, insolubles en agua, indescomponibles por los ácidos, y por los óxidos de los metales de la segunda clase.

Se preparan fundiendo en un crisol uno ú otro de estos ácidos con la silice pulverizada.

284. *Hidro-ftorato ácido de silice* (fluato). Esta sal es soluble en agua, la descompone el ácido bórico, que precipita la silice: los óxidos de los metales de la segunda clase la descomponen tambien, forman un precipitado blanco gelatinoso que es casi siempre una sal doble formada por el hidro-ftorato de silice y el óxido empleado. No tiene usos.

Preparacion. Se mezcla con agua el gas ácido ftoro-silícico (fluórico-siliciado), y se forma un precipitado blanco gelatinoso, que es sub-hidro-ftorato de silice (sub-fluato) quedando en el líquido la sal de que hablamos: es pues evidente que no se pueden explicar estos fenómenos sino por la descomposicion del agua, si consideramos el gas ftoro-silícico como compuesto de ftoro y de silicio: y efectivamente, el hidrógeno del agua trasforma el ftoro en ácido hidro-ftórico, al paso que el oxígeno hace pasar al silicio al estado de óxido. Es necesario poner en el fondo del agua un poco de mercurio en que se sumerge el tubo que conduce el gas; sin cuyo requisito obstruiria el extremo del tubo la masa gelatinosa que se forma.

DEL MAGNESIO.

285. DAVY parece que ha obtenido el magnesio descomponiendo el sulfato de magnesia por medio de la pila de VOLTA y del mercurio. Es sólido, blanco, parecido á la plata, y mucho mas pesado que el agua. Descompone este líquido con menos energía que el calcio, el bario y el estroncio, quizá porque el óxido que forma (la magnesia), es insoluble en agua. Absorve con rapidez el oxígeno del aire y se trasforma en magnesia. No tiene usos.

286. *Óxido de magnesio* (magnesia). No se halla nunca puro en la naturaleza: está siempre combinado con un ácido en estado de sal, ó con otros óxidos. Es blanco, suave al tacto, insípido y pone verde el jarabe de violetas: su peso específico

es de 2,3. Puesto á una temperatura alta con el soplete de BROOKS, se funde este óxido con llama, y da un vidrio poroso tan ligero que se lo lleva el gas. Los otros fluidos no pesables, el oxígeno, el hidrógeno, el boro, el carbono, el fósforo y el azoe no le hacen experimentar alteracion alguna. El azufre se puede combinar con él y dar origen á un óxido sulfurado. Puesto en contacto con el *iodo* y el agua, se forma iodato de magnesia poco soluble que se precipita, é hidriodato de magnesia soluble; de lo que se debe inferir que se ha descompuesto el agua, y que el iodo se ha trasformado en ácido iódico y en ácido hidriódico. Si se hace pasar cloro gaseoso por entre magnesia caliente hasta el grado de hierro ardiendo, se produce cloruro de magnesia, y se desprende gas oxígeno. Expuesto al aire, absorve el ácido carbónico. Cien partes de este óxido pueden absorver 44 partes de agua, y dar origen á un hidrato blanco pulverulento insoluble en el agua. Se disuelve muy bien en los ácidos, con gran dificultad se llega á fundir en nuestras hornillas una mezcla de magnesia y de *silex*. La alumina no tiene accion alguna sobre la magnesia.

La magnesia no se emplea sino en la medicina. Se usa de ella: 1º como contra veneno de los ácidos: un gran número de observaciones y algunos experimentos hechos con los animales, prueban que la magnesia es el mejor antídoto de los ácidos, pues se combina con ellos, los neutraliza, de consiguiente les impide obrar como caústicos: en estos casos se puede dar en la dosis de algunas dracmas desleida en agua: 2º para combatir los cálculos de la vejiga de ácido úrico, y aun para precaver su formacion: los buenos efectos que han conseguido en estos últimos tiempos HOME y BRANDE no dejan duda alguna en cuanto á las ventajas que se pueden sacar de este medicamento en esta especie de afecciones: la dosis es de 15 á 20 granos dos veces al dia: 3º para neutralizar los ácidos que se suelen presentar en las primeras vias, particularmente en las mugeres en cinta y en los niños: la dosis en este caso es desde 6 hasta 30 granos: 4º como purgante en los individuos que hacen uso de la leche, ó que experimentan accesos violentos de gota ó de reumatismo: se administra en estos casos hasta la dosis de media onza. En general no deben prescribir los médicos sino la magnesia calcinada perfectamente privada de ácido carbónico.

Preparacion. Se pone á hervir por media hora una disolucion dilatada de sulfato de magnesia con carbonato de potasa puro, y se obtiene un precipitado blanco de sub-carbonato de magnesia, que basta lavar y calcinar en un crisol para obtener la magnesia. Comunmente se emplea el sub-carbonato de potasa del comercio, y se obra con él en frio; pero no es tan pura la magnesia obtenida por este medio.

DE LAS SALES DE MAGNESIA.

287. Descompone enteramente las sales de magnesia, la *potasa* (hidrato de deutóxido de potasio) y los sub-carbonatos de potasa y de sosa: la magnesia ó el sub-carbonato de magnesia precipitados, no se disuelven en un exceso del reactivo descomponente. A las disoluciones de magnesia no las precipita en frio el *carbonato saturado de potasa*, ni el sub-carbonato de amoniaco, porque estos carbonatos contienen bastante ácido carbónico para tener la magnesia en disolucion; pero si se calienta la mezcla, se desprende el exceso de ácido carbónico, y se precipita el sub-carbonato de magnesia blanco. El amoniaco no descompone nunca completamente estas disoluciones ni precipita sino una porcion de magnesia; la otra porcion queda en el líquido, y forma con el amoniaco una sal doble soluble. Los *hidro-sulfatos* no precipitan las disoluciones de magnesia: lo mismo sucede con el *oxalato de amoniaco*.

288. *Borato de magnesia.* Se encuentra cerca de Luneburgo: está en cristalitos cúbicos, cuyos aretes y cuatro ángulos sólidos opuestos los reemplazan las facetas: son transparentes unas veces, y opacos otras: en este caso contienen cal, son muy duros, insípidos, insolubles en el agua é inalterables al aire: calentándolos con el soplete se levantan esponjándose, y dan un esmalte amarillento erizado de puntitas, que saltan por la accion del fuego. Si se levanta lo conveniente la temperatura de estos cristales, se ponen eléctricos en ocho puntos, cuatro con electricidad vítrea, y cuatro con resinosa. El borato de magnesia no tiene usos. *Preparacion.* (V. §. 205).

289. *Sub-carbonato de magnesia.* Se encuentra esta sal en estado sólido en Moravia, y parece que entra en la composicion de algunas piedras que llaman los mineralogistas *magnesi-*

tas. Se encuentra en el comercio en forma de panes ligeros, blancos como nieve, y suaves al tacto: calentándolo pierde el ácido carbónico, y el residuo tiene el nombre de magnesia calcinada: es insípido, inalterable al aire, é insoluble en el agua; pero se puede disolver en un exceso de gas ácido carbónico, y formar el carbonato de magnesia saturado. Sirve para preparar la magnesia. DAVY ha anunciado en estos últimos tiempos que el carbonato de magnesia, bien mezclado con las harinas nuevas en la proporción de 20 á 40 granos por libra de harina, les comunica la propiedad de hacer mejor pan: (V. pan, tomo 2º). Preparacion. (V. §. 207).

290. *Carbonato de magnesia.* Existe en algunas aguas. Está en forma de cristales prismáticos muy transparentes, y se eflorece al aire: calentándolo decrepita y pierde el ácido carbónico, es poco soluble en el agua, y se precipita al paso que se va calentando la disolución, porque se volatiliza el ácido carbónico. No tiene usos.

291. *Fosfato de magnesia.* Se halla esta sal en algunos granos cereales: cristaliza en prismas hexaedros irregulares, que tienen las extremidades oblicuas; ó en agujas muy finas que están entrelazadas, de manera que parecen estrellas: es eflorescente, insípido y muy poco soluble en el agua: calentándolo da un vidrio que conserva su transparencia aun después de frío. No tiene usos. Preparacion. (V. §. 210).

292. *Fosfito de magnesia.* Es poco soluble en el agua; no se halla en la naturaleza, y no tiene usos. Preparacion. (V. §. 214).

293. *Sulfato de magnesia.* (Sal de Epsom, sal de Egra, de Sedlitz, sal catártica amarga, vitriolo de magnesia). Se halla en disolución en las aguas del mar, de algunas fuentes saladas, y en las aguas madres del alumbre: se encuentra también á veces eflorecido en ciertos terrenos esquistosos ó pizarrosos. Cristaliza en prismas de cuatro caras, terminados en pirámides de cuatro facetas, ó en una punta diedra: á veces está también en forma de masas compuestas de una multitud de agujitas: su sabor es amargo, desagradable, y excita al vómito. Expuesto al aire seco se eflorece, si la temperatura es alta. El agua á 15º disuelve su peso de sulfato de magnesia: dos partes de agua hirviendo disuelven tres partes: calentándolo

experimenta sucesivamente la fundición acuosa, y la ígnea: aplicándole el carbon á un calor de hierro hecho ascua, se descompone y trasforma en sulfuro que pasa al estado de hidrosulfato sulfurado soluble cuando se mete en agua. (V. *Accion del azufre sobre los óxidos de la segunda clase.* §. 303). Se usa de él para preparar la magnesia y el carbonato de magnesia. Se suele administrar como purgante en la dósís de 4, 6, 8 dracmas disueltas en dos ó tres vasos de líquido: es parte de una multitud de aguas minerales y artificiales, de que se hace grande uso para excitar moderadamente las evacuaciones de vientre.

Preparacion. Se obtiene, 1º haciendo evoporar las aguas en donde se halla; 2º por medio de los eschistos que contienen magnesia y sulfuro de hierro: se ponen en contacto con el aire y se rocían de agua; al cabo de algunos meses, el azufre y el hierro absorven el oxígeno del aire, y se trasforman, el primero en ácido sulfúrico que se une á la magnesia, y el segundo en óxido de hierro; se opera tambien con el agua, la cual disuelve el sulfato de magnesia y cierta cantidad de sulfato de hierro ya formado y se echa agua de cal en la disolucion para descomponer el sulfato de hierro; se filtra y se evapora el líquido para obtener el sulfato de magnesia cristalizado.

294. *Sulfito de magnesia.* Es producto del arte: cristaliza en tetraédros: tiene un sabor térreo y sulfuroso; se eflorece ligeramente al aire, y no se trasformá en sulfato sino muy lentamente. Veinte partes de agua fria disuelven una parte de esta sal; la descompone el fuego: no tiene usos. *Preparacion.* (V. §. 218).

295. *Clorato de magnesia.* No se halla en la naturaleza: es amargo, delicuescente, muy soluble en el agua, difícil de cristalizar, y no tiene usos. *Preparacion.* (V. §. 224).

296. *Nitrato de magnesia.* No existe nunca puro en la naturaleza; entra en la composición de las aguas madres del salitre; cristaliza en prismas romboidales de cuatro caras, terminados en puntas oblicuas y truncadas, ó en agujas muy finas, agrupadas en hacecillos ó manojos. Tiene un sabor muy amargo y picante; atrae la humedad del aire, y se disuelve en frio en la mitad de su peso de agua. Calentándolo, da gas oxígeno, deutóxido de azoe, y ácido nítrico y magnesia. No tiene usos. *Preparacion.* (V. §. 226).

297. *Hidro-clorato de magnesia*. Esta sal no se encuentra pura en la naturaleza: existe mezclada con otras en algunas aguas saladas, en los materiales salitrosos, &c.: tiene un sabor amargo, desagradable; atrae la humedad del aire; se disuelve muy bien en el agua, y no cristaliza sino con la mayor dificultad, calentándola se descompone, pierde el ácido hidro-clórico, y se obtiene magnesia. No tiene usos. *Preparacion*. (V. §. 230).

298. *Hidriodato de magnesia*. Es producto del arte; cristaliza difícilmente, y atrae la humedad del aire; calentándolo hasta el grado del hierro hecho ascua sin el contacto del aire, abandona la magnesia el ácido, como se verifica con el hidro-clorato. No tiene usos. *Preparacion*. (V. §. 232.)

299. *Hidro-sulfato de magnesia*. Se sabe que existe, y que es soluble en el agua: no tiene usos. *Preparacion*. (V. §. 235).

300. *Hidro-ftorato de magnesia (fluato)*. Es producto del arte; cristaliza, segun BERGMAN, en prismas hexaedros, terminados en una pirámide compuesta de tres rombos. Es soluble en un exceso de ácido hidro-ftórico: no tiene usos.

§. II. DE LOS METALES DE LA SEGUNDA CLASE QUE PUEDE TRASFORMAR EL OXÍGENO EN ÓXIDOS ALCALINOS.

Estos metales son seis: el calcio, el stroncio, el bario, el lithio, el sodio y el potasio.

DE LOS ÓXIDOS PRODUCIDOS POR ESTOS METALES.

301. Estos óxidos son trece, á saber: dos óxidos de calcio, dos de stroncio, dos de bario, uno de lithio, tres de potasio, y tres de sodio. Todos son sólidos, y de un sabor acre, mas ó menos cáusticos. Seis de ellos se disuelven en el agua, sin experimentar, ni hacer experimentar á este líquido la menor descomposicion: tales son los protóxidos de calcio y de stroncio, el protóxido de bario, el óxido de lithio, y los deutóxidos de potasio y de sodio. Se llamaban antes *álcalis*, y á ellos se añadía tambien el amoniaco. Dos de estos no se pueden disolver en el agua, sino despues de haberla descompuesto, y haberla quitado oxígeno: tales son los protóxidos de po-

tasio y de sodio que pasan entonces al estado de deutóxidos: finalmente, los otros cinco: á saber, los deutóxidos de bario, de stroncio y de calcio, y los tritóxidos de potasio y de sodio, no se disuelven en este líquido hasta que pierden el oxígeno y se mudan, los tres primeros en protóxidos, y los otros dos en deutóxidos de potasio y de sodio.

302. Disueltos así y transformados en *álcalis*, ponen verde el jarabe de violetas, y rojo el color amarillo de cúrcuma, y vuelven azul el color de la infusión de girasol enrojecida por los ácidos, cuyos caractéres hacen desaparecer en todo ó en parte: se puede decir que seis de ellos, que constituyen los *álcalis*, quitan enteramente ó casi enteramente los ácidos á todas las disoluciones salinas que forman los óxidos metálicos de la primera y de las cuatro últimas clases, y el amoniaco.

303. *Accion del azufre sobre los álcalis.* Cuando se calienta uno de estos álcalis, en estado sólido con azufre, se consiguen siempre productos que hasta aqui se han llamado *hígados de azufre*. De los experimentos hechos por GAY-LUSSAC, resulta que la composicion de estos productos, varía segun la temperatura con que se consiguieron: 1º *A una temperatura que no llega al calor rojo*: los álcalis (óxidos metálicos), se combinan con el azufre, y forman *óxidos sulfurados* sin mezcla de sulfato y tienen la propiedad de descomponer el agua: porque en efecto, el azufre que contienen se une con el oxígeno del agua para formar ácido hiposulfuroso, y con el hidrógeno que da origen al ácido hidro-sulfúrico: estos dos ácidos se combinan con el álcali, y resultan dos sales. 2º *A la temperatura roja*: el azufre descompone en parte los óxidos alcalinos; el oxígeno del óxido descompuesto forma con una porcion de azufre, ácido sulfúrico que se une al óxido no descompuesto y forma un sulfato; el metal que proviene del óxido descompuesto se combina con otra parte del azufre y forma un *sulfuro metálico*. Veamos ahora lo que sucede cuando se hechan en agua estos productos. Si el sulfato que hace parte de ellos es soluble en este líquido, queda disuelto en él; y si no es soluble, se precipita. En cuanto al *sulfuro metálico*, este descompone el agua; el azufre se une con el hidrógeno y forma ácido hidro-sulfúrico, mientras que el metal se combina

con el oxígeno y produce un óxido que se combina con el ácido hidro-sulfúrico, y con el exceso de azufre, resultando de esto un hidro-sulfato sulfurado que siempre es soluble en el agua, y tiene un color amarillo rojizo (1).

Segun VAUQUELIN, por la descomposicion del agua, se forma tambien un hipo-sulfito. GAY-LUSSAC, poniendo en contacto con el agua el producto de la calcinacion del azufre con la sosa, no pudo conseguir esta sal.

304. Cuando se hace hervir agua, *azufre* y uno de estos *álcalis*, se obtiene un verdadero hidro-sulfato sulfurado, y un hipo-sulfito soluble ó insoluble.

305. *Accion del cloro sobre los álcalis.* Si se hace pasar cloro gaseoso perfectamente seco por un tubo de porcelana que contenga alguno de estos óxidos, se forma un cloruro metálico y se desprende el oxígeno del óxido. Los fenómenos varían, si se hace llegar la corriente del gas al agua que contenga óxido en disolucion ó en suspension á la temperatura ordinaria, pues entonces se produce un clorato y un hidro-clorato; lo que se puede explicar fácilmente admitiendo la descomposicion del agua, cuyo oxígeno se une al cloro para formar ácido clórico, y el hidrógeno da origen al ácido hidro-clórico.

306. La accion del iodo sobre estos óxidos disueltos ó suspendidos en el agua es análoga á la del cloro; se forma iodato poco soluble é hidriodato muy soluble. Expuestos al aire, atraen prontamente la humedad estos óxidos alcalinos y pasan al estado de hidratos; poco despues absorven el gas ácido carbónico y se trasforman en sub-carbonatos. Se combinan muy bien con todos los *ácidos*, y forman sales, que son solubles ó insolubles en el agua. No tienen accion sobre el amoniac.

(1) Se ha de exceptuar el sulfuro de cal, que es muy poco soluble en el agua, y que se cambia en hidro-sulfato sin color, y en una muy corta cantidad de hipo-sulfito insoluble.

DE LAS SALES FORMADAS POR LOS METALES DE LA SEGUNDA CLASE QUE PUEDE TRASFORMAR EL ÓXIGENO EN ÓXIDOS ALCALINOS.

307. Las disoluciones de las sales de la segunda clase no se descomponen ni enturbian con el amoniaco, ni con los hidrosulfatos solubles, ni con el hidro-cianato de potasa y de hierro (prusiato de potasa y de hierro): estos caractéres bastan para distinguir las de las sales de las otras clases.

DEL CALCIO.

308. El calcio no se halla nunca puro en la naturaleza: se encuentra en estado de óxido combinado con diferentes ácidos, esto es, en el estado de *sal*. Este metal no se ha podido obtener si no en muy corta cantidad, de suerte que no ha sido posible estudiar sus propiedades: solo se sabe que es blanco, muy brillante, y que absorve el oxígeno con mucha prontitud para pasar al estado de óxido. Puede formar dos óxidos: forma con el cloro un *cloruro* conocido hasta el día con el nombre de *muriato de cal seco, amoniaco fijo*. Le ha descubierto DAVY. No tiene usos. *Cloruro de calcio*. Calentado en un crisol, entra en fundicion, y constituye el fósforo de HOMBERG: se ha llamado asi porque despues de fundido y enfriado, se pone luminoso al frotarlo, particularmente á lo oscuro: en este estado es semitrasparente, laminoso, fijo y no conduce la electricidad; se disuelve en la cuarta parte de su peso de agua á 15°, y no exige mas que la mitad de su peso del mismo líquido á 0°: atrae poderosamente la humedad del aire, lo que lo hace de grande uso para desecar los gases. Liquidado por uno ú otro de estos medios, se halla trasformado en hidro-clorato, de lo que se infiere que ha descompuesto el agua. Parece formado de 100 partes de cloro, y de 61,29 de calcio. (V. *Accion del agua sobre los cloruros* §. 183). Suponiendo que el cloruro de calcio esté compuesto de un átomo de cloro, que pesa 4,5, y de otro de calcio que pesa 2,625, se verá que está formado de 100 de cloro y 58,3 de calcio.

Peso de un átomo de calcio. El sulfato de cal está com-

puesto de 5 partes de ácido y 3,625 de óxido de calcio; y suponiendo que este óxido esté compuesto de un átomo de oxígeno (cuyo peso es 1), y otro de calcio, el peso de este será 2,625.

309. *Preparacion.* Se toma una sal de cal, se hace una pasta con ella y agua, se la da la figura de una cápsula pequeña en que se echa mercurio metálico, se pone sobre una lámina metálica, y se expone á la accion de una corriente eléctrica, de modo que el alambre vítreo de la pila comunique con la lámina, y el resinoso con el mercurio: á poco rato el alambre vítreo atrae el ácido y el oxígeno del óxido, al tiempo que el resinoso se lleva el calcio, y se combina con el mercurio; se destila esta amalgama en una retorta pequeña que tenga aceite de nata, para impedir que se oxide el metal; este aceite y el mercurio se volatilizan, y queda en la retorta el metal que se quiere obtener.

DEL PROTÓXIDO DE CALCIO (cal).

310. La cal es uno de los productos que se hallan con mas abundancia en la naturaleza, aunque nunca se encuentra pura: con mas frecuencia se halla combinada con los ácidos carbónico, sulfúrico, fosfórico y nítrico.

La cal pura, privada de agua, es blanca cenicienta, y blanca cuando contiene agua; tiene un sabor acre, cáustico, pone muy verde el jarabe de violetas; y rojo el color de cúrcuma. Su peso específico es de 2,3. Si se levanta mucho la temperatura con el soplete de BROOKS, se funde y se presenta en globulillos vitrificados de color de cera amarilla: á esta fundicion la acompaña una llama de color de púrpura. Sujeta á la accion de la coluna de VOLTA, se descompone la cal en oxígeno y en calcio, particularmente con el auxilio del mercurio que se apodera del calcio. No tiene accion sobre los gases oxígeno é hidrógeno, sobre el boro, ni sobre el carbon.

311. A una temperatura del hierro hecho ascua, se combina con el fósforo y da un óxido de calcio fosforado de color rojo oscuro (fosfuro de cal) capaz de descomponer el agua y trasformarse en fosfato de cal insoluble, en hipo-fosfito de cal soluble, y en gas hidrógeno perfosforado, que se desprende y se inflama

espontáneamente cuando está en contacto con el aire, de lo que se infiere que el fósforo se apodera aun mismo tiempo del oxígeno y del hidrógeno del agua. Para obtener este fosfuro, se pone dentro de un tubo de cristal enlodado con arcilla y cerrado por un extremo, cerca de una dracma de fósforo hecho pedacitos, y poco mas de 2 ó 3 dracmas de cal bien pulverizada: se coloca el tubo de modo que su extremidad inferior pase como una pulgada al traves del enrejado: se echan carbones encendidos al rededor de la parte del tubo que contiene el óxido, y se levanta la temperatura hasta ponerle candente: entonces se reduce el fósforo á vapores por medio de otras ascuas con que se rodea la parte inferior del tubo que está por debajo del enrejado. El fósforo atraviesa el óxido, se combina con él y forma el *fosfuro* de que hablamos; el exceso de fósforo se esparce en el aire, absorve su oxígeno y forma una llama muy hermosa. El *azufre* se combina tambien con la cal, que se ha hecho ascua, y da un producto que se ha llamado *sulfuro de cal*, que contiene como 25 partes de azufre y 75 de cal. Tambien tiene la propiedad de descomponer el agua y de dar un hidro-sulfato de cal soluble, y de ningun modo sulfurado; mientras que el que se obtiene haciendo hervir la cal y el azufre con agua, es un verdadero hidro-sulfato sulfurado, y contiene de consiguiente mucho mas azufre.

312. La cal se combina con el *iodo* sin dar gas oxígeno, y resulta un sub-ioduro de cal que enverdece fuertemente el jarabe de violetas. Si se hace pasar cloro gaseoso perfectamente seco, por protóxido de calcio, cuya temperatura se haya levantado en un tubo de porcelana, se obtiene gas oxígeno y cloruro de calcio, (muriato de cal seco). El azoe no tiene accion sobre la cal. Expuesta al aire, comienza la cal viva por combinarse con la humedad, despues absorve el gas ácido carbónico, y se transforma en sub-carbonato mezclado con hidrato (cal apagada).

313. Si se echan sobre la cal viva algunas gotas de *agua*, la absorve aquella prontamente, sin que la cal aparezca mojada: la mezcla se calienta, exhala vapor, la cal se hiende, toma algo mayor volúmen, se pone blanca y se reduce á polvo. Entonces se dice que está *apagada*: está en estado de hidrato. En este experimento se levanta la temperatura hasta 300°: con el calor que se produce se reduce á vapor una porcion de agua

en el centro mismo del pedazo de cal, y al esfuerzo que hace este vapor para desprenderse, se debe atribuir la division de este óxido: la temperatura de la mezcla es mas que suficiente para operar la fundicion del azufre que cubre la extremidad de las pajuelas; y asi metiendo algunas de estas en el centro de un pedazo de cal dividida por el agua, se encienden luego que se ponen en contacto con el aire, con tal que sea bastante grueso el pedazo. Cuando por este medio está la cal reducida á polvo, se puede disolver en 400 á 450 partes de agua á 10°; la disolucion tiene el nombre de *agua de cal*. Se distingue en la farmacia el agua de cal *primera*, *segunda* &c.: regularmente es esta menos cáustica que la otra, porque no contiene potasa, mientras que la primera contiene 7 por 100, segun DESCROICILLES (1), pero es evidente que si la cal es pura y está disuelta en gran cantidad de agua para saturarla, no debe haber diferencia entre estos líquidos. El agua de cal puesta en un recipiente de vidrio, y al lado de un vaso que contenga ácido sulfúrico concentrado, da cristalitas transparentes hexaedros regulares, cortados perpendicularmente en su eje. No se pudiera conseguir, sino con mucha dificultad, el hidrato de cal cristalizado, haciendo evaporar la disolucion al aire, porque el agua de cal atraeria el ácido carbónico y se trasformaria en carbonato (crema de cal) insoluble. Tambien se puede hacer cristalizar perfectamente la cal hidratada descomponiendo una sal caliza con la pila ó columna eléctrica. (RIFLAULT y CHOMPRE).

Propiedad esencial. El ácido sulfúrico concentrado no enturbia el agua de cal; fenómeno que pende de que el sulfato de cal formado es mas soluble que la cal, y de consiguiente halla bastante agua que lo mantenga en disolucion. Los óxidos de *carbono*, de *fósforo* y de *azoe*, no tienen accion sobre la cal: no sucede lo mismo con los ácidos: todos se pueden combinar con la cal y dar origen á sales calizas. No se sabe cual sea la accion de los metales de la primera clase sobre este óxido.

(1) Los 7 por 100 de potasa provienen de la leña que ha servido para cocer la cal.

Cuando se calientan en un crisol partes iguales de cal y de *silex*, se obtiene, siendo la temperatura bastante alta, una masa blanca, fundida, semitransparente en los bordes, que es un medio entre la porcelana y el esmalte, y echa chispas con el eslabon, aunque débilmente (KIRWAN). Si se echa agua de cal en una disolucion de *potasa siliciada* (licor de guijarros), se forma un precipitado compuesto de *silex* y de cal (estuco.) Tambien se puede fundir completamente a una temperatura alta una mezcla de 33, de 25, ó de 20 partes de cal, con 67,75 ú 80 partes de alumina (HERMAN.) Si se calienta fuertemente en un crisol de barro una mezcla de 30 partes de cal y de 10 de magnesia, se obtiene un hermoso vidrio amarillo verdoso, pero queda corroido el crisol en todas partes. Tambien se puede fundir una mezcla de 3 partes de alumina, 2 partes de magnesia y una ó dos partes de cal; el producto es *porcelana*.

Composicion. El protóxido de calcio se compone al parecer de un átomo de metal, que pesa 2,625, y de otro de oxígeno, (cuyo peso es 1) ó de 100 de calcio y 38,09 de oxígeno; cuyo resultado se acerca mucho al que habia obtenido BERZELIUS; por consiguiente el peso del átomo de cal será 3,625.

Usos. Se usa de la cal para preparar la potasa, la sosa y el amoniaco cáusticos, para encalar el trigo, y para tapar las hendiduras que se hacen á veces en los baños llenos de agua. Unida con arena y agua constituyen los morteros ó argamasas, de que se usa como cimiento en la construccion de edificios, y que tienen la propiedad de endurecerse al secarse, y de consiguiente se adhieren con fuerza á la superficie de las piedras, á las que sirven de ligazon. Tambien se usa de la cal como abono y como reactivo. Su accion sobre la economía animal merece fijar nuestra atencion, pues tragada en polvo en la dosis de dos dracmas, causa un envenenamiento al modo de las sustancias acres y corrosivas: los animales sucumben pronto, y despues de su muerte se encuentra una viva inflamacion en los tejidos del canal digestivo. Antes se empleaba la cal en estado sólido para cauterizar, pero se ha abandonado despues de que se ha hecho tanto uso de la piedra de cauterio, de la piedra infernal, &c. El *agua de cal* se suministra con buen efecto, segun WHYTT, para combinar la formacion de arenillas

en la orina. ANDRY vió sus buenos efectos en algunas timpánitis; se han sacado ventajas de ella en la diarrea, hipos, los eructos, y en todos los casos en que se desprende ácido del estómago: se dan 6, 8 ó 10 onzas al dia con otro tanto de leche ó de una decoccion mucilaginoso. Inyectada en el ano, en la vagina ó en la uretra, ha sido á veces útil para detener las antiguas disenterias mucosas, ciertas diarreas, gonórrreas pasivas, virulentas, flores blancas, supuraciones de la vejiga, &c. Se emplea exteriormente para lavar las úlceras sórdidas, cuyos bordes estan blandos é infiltrados, y para resolver las *obstrucciones* de las articulaciones. GIULI dice que obtuvo los mayores efectos de los baños de agua de cal en los reumatismos agudos y en la gota; la temperatura de estos baños debe ser mas alta que la de los baños tibios. Se usa con ventaja de una mezcla de agua de cal y de acetato de plomo (sal de saturno) contra las quemaduras. Finalmente, el agua de cal parece que ha surtido buen efecto en la sarna, la tiña y algunas otras enfermedades de la piel. Entra en la composicion del agua fagedénica.

Preparacion. Se hace calentar en un crisol polvos de marmol blanco (carbonato de cal): al cabo de una ó dos horas, si el calor es bastante fuerte, se obtiene la *cal* pura porque se desprende todo el ácido carbónico. Una corta cantidad de agua favorece particularmente esta descomposicion, á causa de la tendencia que tiene á unirse con la cal. Para hacer la cal en grande se calienta la piedra caliza (carbonato de cal), en hornos de una forma particular, y se usa con preferencia de leña verde y húmeda, que da mas agua que la que está seca: los fenómenos químicos son absolutamente los mismos. Importa no calentar demasiado la piedra cuando contiene silex, porque se formaria una especie de frita, y no saldria la cal á propósito para fabricar; bien que es necesario calcinarla bastante para que pierda todo el ácido carbónico que contiene.

DEL DEUTÓXIDO DE CALCIO

314. THENARD acaba de probar que la cal (protóxido de calcio), se puede sobre-oxidar y formar un hidrato de deutóxido que se presenta en pajitas muy finas. Se obtiene este

nuevo óxido echando agua de cal en los ácidos hidro-clórico ó nítrico oxigenados; cuyos ácidos ceden el oxígeno á la cal, y se precipita el hidrato de deutóxido.

DE LAS SALES QUE FORMA EL PROTÓXIDO DE CÁLCIO.

315. Los sub-carbonatos de potasa, de sosa y de amoniaco precipitan todas las disoluciones calizas: el precipitado que se obtiene en virtud de la ley de que hemos hablado §. 197, es sub-carbonato de cal blanco, que basta secar y calcinar para obtener la cal viva. El ácido oxálico descompone todas las disoluciones de las sales calizas y se precipita con la cal: el precipitado no tiene color, es insoluble en un exceso de ácido oxálico, se descompone por la calcinacion y deja cal viva: el oxalato de amoniaco opera mejor esta descomposicion.

SUB-BORATO DE CAL.

316. El sub-borato de cal es un producto del arte; es insoluble en el agua y no tiene usos.

Preparacion. (V. §. 205.)

SUB-CARBONATO DE CAL.

317. Esta sal se halla muy abundante en la naturaleza: constituye la creta, la piedra de cal, los mármoles, las estalactitas, los alabastros y una porcion de variedades de cristales que adornan los gabinetes de mineralogía; es parte de todos los terrenos cultivados, de las cubiertas de los moluscos, de los crustáceos, de los radiarios y de muchos políperos: finalmente entra en la composicion de algunas aguas de fuente que la tienen en disolucion por un exceso de ácido carbónico. Es insoluble en el agua, y de consiguiente insípida; soluble en un exceso de ácido carbónico, inalterable al aire y descomponible, por la simple accion del calor, en gas ácido carbónico y cal. Tiene con los otros carbonatos las propiedades ya expuestas (§. 206.): se usa de ella para preparar la cal viva, para los edificios, &c. Todo el mundo conoce los muchos usos del mármol y del alabastro. El carbonato de

cal se debe mirar como un absorbente; los ojos de cangrejos, las conchas de las ostras, las cáscaras de huevos, los corales, &c., tan decantados por los antiguos médicos, y que todavía se emplean hoy para absorber los ácidos que se desprenden del estómago, no deben sus virtudes sino al carbonato de cal que entra en su composición: se puede hacer uso de estas sustancias en los casos en que está indicada la magnesia.

Preparacion. (V. §. 207).

FOSFATO DE CAL.

318. Esta sal existe en los huesos de todos los animales y en todas las materias vegetales y animales: constituye la crisólita, y es á veces parte de los cálculos de la vejiga. Se encuentra con mucha abundancia en Logrosan en Extremadura, donde se emplea como piedra para edificios, y se halla en Schlagenwald en forma de masas radiadas. El fosfato de cal puro se puede fundir y dar un vidrio trasparente, pero si contiene un exceso de cal no da fundido sino una masa opaca. Es insoluble en el agua y de consiguiente insípido. Aplicándole en frio el ácido sulfúrico concentrado, cede á este ácido la mayor parte de la cal que contiene, y se transforma en fosfato ácido de cal soluble que se puede separar del sulfato de cal por medio del agua. El fosfato de cal sirve para la preparacion del fosfato ácido que se emplea en la extraccion del fósforo. Nunca se emplea esta sal en estado de pureza. Se suministraba en otro tiempo en la angina el *album græcum* ó excremento de los perros, á los que se daban á roer huesos, y que se compone principalmente de fosfato de cal: esta sal es parte de los polvos de JAMES; constituye casi sola el cuerno de ciervo calcinado hasta que queda blanco, con el que se suele preparar el cocimiento blanco de SIDENHAM empleado con tan buen efecto como dulcificante en los despeños antiguos, los tenesmos, los pujos, la disenteria, la tisis, &c.

Preparacion. Se obtiene saturando el exceso de ácido del sobre-fosfato con agua de cal.

SOBRE-FOSFATO DE CAL (fosfato ácido.)

319. Es siempre producto del arte; delicuescente, y de consiguiente muy soluble en el agua: cristaliza en hojuelas micáceas. Expuesto á la acción del calórico, se deseca, se esponja y da un vidrio insípido, insoluble y sin acción sobre la infusión de girasol. El carbon lo descompone á una temperatura alta, se apodera del oxígeno del ácido, y queda el fósforo aislado. El amoniaco, la potasa, la sosa y los sub-carbonatos que se echan en una disolución de esta sal, saturan el exceso de ácido, y se precipita el fosfato de cal. El agua de cal lo trasforma enteramente en fosfato insoluble. Se hace uso de esta sal para extraer el fósforo.

Preparacion. Se calientan huesos de buey, de carnero, &c., hasta que se destruya toda la materia animal que contienen; las cenizas que resultan se forman principalmente de fosfato de cal y de carbonato de cal; se pasan por tamiz y se reducen á una gacheta líquida con agua; se mezcla poco á poco esta gacheta con $\frac{1}{3}$ de su peso de ácido sulfúrico concentrado, y se agita: el ácido quita al fosfato una parte de la cal y descompone todo el carbonato, de suerte que hay desprendimiento de gas ácido carbónico y formación de sulfato y de fosfato ácido de cal: la mezcla de estas dos sales es muy consistente, casi sólida y su temperatura bastante alta á causa de la acción del ácido sulfúrico sobre el agua y la cal. Se deja al aire por algunos dias, atrae la humedad y se hace mas completa la descomposicion: entonces se le echa agua hirviendo, que disuelve el fosfato ácido de cal y un poco de sulfato de cal; se decanta despues de haberla dejado reposar, y se le echa de nuevo al residuo agua hirviendo; operacion que se repite dos ó tres veces: se filtran los líquidos por una tela tupida, y se hacen evaporar hasta consistencia de jarabe en una caldera de plomo; por este medio se separa casi todo el sulfato de cal, que es muy poco soluble, se decanta el líquido; se lava el sulfato de cal para disolver todo el fosfato ácido; se reúnen las aguas de las lavaduras y se hacen evaporar: la masa que se obtiene es el fosfato ácido de cal, que se puede vitrificar al calor. Si este fosfato ha de servir para preparar fós-

foro, se emplean para hacerlo cuatro partes de cenizas de huesos y tres de ácido sulfúrico concentrado.

320. *Fosfito de cal.* Esta sal, producto del arte, es poco soluble en el agua; cristaliza por evaporación espontánea, y si se calienta su disolución, se transforma en sub-fosfito insoluble, que se presenta en cristallitos nacarados, y en fosfito ácido soluble que cristaliza con mas dificultad. (DULONG). No tiene usos. *Preparacion.* (V. §. 214).

321. *Hipo-fosfito de cal.* Es muy soluble en el agua; no tiene usos, ni se halla jamas en la naturaleza. *Preparacion.* (V. §. 212).

322. *Sulfato de cal* (yeso, selenita &c.) Esta sal se halla muy abundante en la naturaleza, á veces cristalizada y á veces *amorfa*: los cristales de sulfato de cal suelen contener 20 á 21 por 100 de agua de cristalización: los hay no obstante que no contienen un átomo: se encuentra con frecuencia esta sal en disolución en las aguas de los pozos. Cuando está purificada, se presenta en forma de agujas blancas relucientes como raso, poco consistentes, casi inípidas, solubles en 300 á 350 partes de agua, mas solubles en el agua cargada de ácido sulfúrico. Sujetos á la acción del calor, decrepitan los cristales del sulfato de cal, y se ponen opacos. Calentado en un crisol el sulfato de cal, se funde y da un esmalte blanco. Expuesto al aire, atrae la humedad, si antes se ha secado, pero no cae en *deliquio*.

Usos. Sirve para hacer yeso: cuando este se destina á objetos de escultura, basta calcinar el sulfato de cal puro, para privarlo del agua que contiene, y tamizarlo; pero si ha de servir para la albañilería, es menester despues de calcinarlo, mezclarlo como con $\frac{1}{10}$ de su peso de cal, siempre que el sulfato de que se use no contenga carbonato de cal; por este medio absorve el yeso mas agua, y al consolidarse toma mas dureza y tenacidad. El sulfato de cal sirve tambien para el estuco, composición que imita perfectamente al mármol, y que se prepara batiendo el yeso con una disolución de gelatina (cola fuerte) y añadiendo á la mezcla unas gachas de sustancias de colores: se aplica cuando está seca, y se le da pulimento despues. El sulfato de cal disuelto en el agua es *laxante*: se sabe que las aguas de los pozos, ó de las fuentes

cargadas de selénitas son crudas, pesadas, y ocasionan á veces despeño. *Preparacion.* (V. §. 202, tercer método).

323. *Sulfito de cal.* Es siempre producto del arte: es insoluble en el agua: se usa de él para detener la fermentacion del mosto. *Preparacion.* (V. §. 202, tercer método).

324. *Iodato de cal.* No se halla jamas en la naturaleza: suele ser pulverulento; pero se puede obtener cristalizado en prismas cuadrangulares, cuando está mezclado con hidro-clorato de cal que aumenta su solubilidad. Cien partes de agua á 18° disuelven 22 partes de esta sal (GAY-LUSSAC.) No tiene usos. *Preparacion.* (V. §. 222).

325. *Clorato de cal.* Es producto del arte: no cristaliza, sino con la mayor dificultad; atrae la humedad del aire, y se disuelve perfectamente en el agua: su sabor es acre y amargo. No tiene usos. *Preparacion.* (V. §. 224).

326. *Nitrato de cal.* Esta sal compone parte de los yesos y de diferentes materiales salitrosos de que se sirven para sacar el nitrato de potasa: es delicuescente, y por consecuencia muy soluble en el agua: una parte de este líquido basta para disolver 4 á 5 partes: esta disolucion cristaliza muy dificultosamente: se puede no obstante, obtener el nitrato de cal cristalizado, disolviéndolo en alcohol (espíritu de vino) ú operando como se dijo (§. 186): su sabor es muy acre. El fósforo de BAUDOUIN, que tiene la propiedad de lucir en la oscuridad, no es otra cosa sino esta sal perfectamente seca: no sirve sino para la formacion del salitre. *Preparacion.* (V. §. 226).

327. *Hidro-clorato de cal* (muriato.) Esta sal se halla en las aguas de muchas fuentes y en los materiales salitrosos: tiene un sabor acre, muy picante y amargo: es muy delicuescente. El agua á 0° disuelve dos partes: á 15° disuelve 4 partes. Evaporada, da cristales en forma de prismas de seis caras, estriados y terminados en pirámides agudas. Calentada en un crisol, pierde el agua que contiene, experimenta la fundicion ígnea, y se trasforma en cloruro de calcio (V. §. 229.) La grande afinidad de esta sal con el agua la hace emplear para obtener frios artificiales, y para secar muchos gases. FOURCROY lo propuso como fundente, y despues se ha usado para las obstrucciones y los tumores esquirrosos: en el dia rara vez se suministra. *Preparacion.* (V. §. 230).

328. *Hidriodato de cal.* Esta sal, productó del arte, es muy delicuescente. Secada, se trasforma en *ioduro de calcio*, que se funde á mayor grado que el de el calor rojo (GAY-LUS-SAG): no tiene usos. *Preparacion.* (V. §. 232).

329. *Hidro-sulfato de cal* (hidro-sulfuro.) Esta sal no se halla en la naturaleza, ni se ha obtenido sino en forma de un líquido sin color. Veremos, al tratar del sulfuro de potasa que el sulfuro de cal que se trasforma en hidro-sulfato por la acción del agua, se puede emplear frecuentemente en la medicina con buen efecto. *Preparacion.* (V. §. 235).

330. *Fluato de cal.* (ftoruro de calcio, espato fluor.) Se encuentra muy abundante en la naturaleza; á veces puro, sin color, cristalizado en cubos, ó en octaedros; pero con mas frecuencia está combinado con silex, arcilla &c.; entonces tiene color azul, violeta, amarillo ó rosa. Se halla en Francia, en Sajonia, y en Inglaterra. Es insoluble en el agua, insípido é inalterable al aire: se disuelve en el ácido hidro-ftórico. Si se echan sobre las ascuas los cristales cúbicos que da la naturaleza, decrepitan ligeramente; calentándolos mas, se funden y dan un vidrio trasparente. Se emplea en la preparacion de los ácidos hidro-ftórico, ftoro bórico &c. Segun DAVY, no debe colocarse entre las sales, sino que se debe considerar como un compuesto de ftoro y de calcio (V. en cuanto á las otras propiedades de este cuerpo, *los caractéres de los ftoruros.* *Preparacion.* (V. §. 308).

DEL STRONCIO.

331. El stroncio no se halla en la naturaleza sino en estado de sal. La dificultad que se encuentra en separlo de los productos que lo contienen, es la causa de no haberse podido estudiar todavía con cuidado: es blanco, sólido, mas pesado que el agua, brillante y conserva su brillo algunas horas; bien que acaba por absorver el oxígeno del aire y formar un óxido terreo conocido con el nombre de *estronciana*. Combinado con el cloro, da *cloruro de stroncio* sólido (muriato de estronciana); lo descubrió DAVY.

Peso de un átomo de stroncio. El sulfato de estronciana se compone de 5 partes de ácido y 6,627 de estronciana; el carbo-

nato se forma de 2,75 de ácido y 6,447 de estronciana; de donde se sigue que el término medio de estronciana, en estos dos análisis, es 6,5: y suponiendo que esta cantidad de estronciana esté formada de un átomo de oxígeno que pesa 1, y de otro de estroncio, el peso de este será 5,5.

Preparacion. Se obtiene el stroncio descomponiendo una sal de estronciana como hemos dicho (§. 309).

Cloruro de stroncio. Es sólido, sin color, fusible, no le descompone el calor, no tiene acción sobre el oxígeno, y es soluble en el agua, la cual le trasforma en hidro-clorato.

DEL PROTÓXIDO DE STRONCIO (estronciana).

La estronciana no existe pura en la naturaleza, sino que se halla combinada con los ácidos sulfúrico, carbónico, ó con el carbonato de cal; en este último caso constituye muchas variedades de la aragonita.

332. La estronciana privada de agua, es de un color ceniciento, y blanca cuando ha absorbido este líquido: su sabor es mas cáustico que el de la cal: enverdece fuertemente el jarabe de violetas, y pone rojo el color de cúrcuma: su peso específico es de 4. Si se levanta su *temperatura* con el soplete de BROOKS, produce la estronciana una hermosa llama de color de púrpura que hace ondas: el centro del pedazo está en plena fundición, y lo demas medio fundido. El fluido *eléctrico* la descompone y obra sobre ella como sobre la cal. El *oxígeno*, el *hidrógeno*, el *boro* y el *carbono* no la causan alteración alguna. Se conduce con el *fósforo*, el *iodo*, el *cloro*, el *azoe* y el *aire atmosférico* lo mismo que la cal. El *azufre* obra sobre ella, como se ha dicho (§. 303.) *Preparacion* del fosfuro y del sulfuro. (V. §. 311.) Puesta en contacto con una corta cantidad de *agua* se esponja como la cal, resultando los mismos fenómenos, bien que con mayor desprendimiento de calórico, y resulta un *hidrato* seco: 40 partes de agua á 10° disuelven una parte de estronciana; si el agua está hirviendo no se necesitan mas que de 15 á 20 partes: una disolución concentrada de este óxido hecha con cal, da al enfriarse cristales de estronciana en hojuelas delgadas con los bordes terminados en dos facetas que se juntan y forman un ángulo agudo: á veces se obtienen cubos.

Los cristales de estronciana se forman al parecer de 68 partes de agua y de 32 de estronciana, ó de un átomo de estronciana y doce de agua.

Propiedad esencial. Echando una gota de ácido sulfúrico en el agua saturada de estronciana, resulta un precipitado blanco de sulfato de estronciana insoluble en el agua. Si la disolución de estronciana es muy débil, no hay precipitado; porque el sulfato que resulta, halla en ella bastante agua para disolverse. El *iodo* obra sobre esta disolución como sobre el agua de cal. Los óxidos de *carbono*, de *fósforo* y de *azoe* no tienen acción sobre la estronciana. No sucede lo mismo con los *ácidos*, pues todos se pueden combinar con ella, y formar sales. No se sabe como obra la estronciana sobre los *metales* examinados antes. Calentada fuertemente en un crisol con la cuarta parte de su peso de *silex*, se convierte en una materia verde pálida, fundida por los bordes, y que es un medio entre la porcelana y el esmalte. Echando el agua de estronciana en una disolución de *potasa siliciada* (licor de guijarros), da un precipitado compuesto de estronciana y de *silex* (MORVEAU). La estronciana no se emplea sino en los laboratorios de química como reactivo.

Composicion. El protóxido de stroncio se compone, al parecer, de un átomo de metal que pesa 5,5, y de otro de oxígeno, cuyo peso es 1, ó de 100 de estronciana y 18,18 de oxígeno; y por consiguiente el peso del átomo de estronciana será 6,5.

Preparacion. Se hace ascua en un crisol de platino el nitrato de estronciana puro. (Véase §. 343). Se funde esta sal; su ácido se descompone en oxígeno y en ácido nitroso, y solo queda la estronciana en forma de una masa porosa; se saca y se conserva en frascos tapados con tapon de vidrio. Si se hiciera la operacion en un crisol de HESSE, atacaría á sus paredes, y seria menester romperle y cocer los fragmentos con agua destilada, para disolver cuando menos una parte del óxido que se adhiere á ellos fuertemente.

DEL DEUTOXIDO DE STRONCIO.

En estos últimos tiempos ha conseguido THENARD sobre oxidar la estronciana, segun el método descrito (§. 314). Se ignoran las propiedades de este nuevo óxido.

DE LAS SALES QUE FORMA EL PROTOXIDO DE STRONCIO.

333. Las sales de estronciana, solubles en el agua, precipitan con los sub-carbonatos de potasa, de sosa ó de amoniaco: el calor rojo descompone el precipitado de carbonato de estronciana, y da una estronciana fácil de reconocer (Véase. §. 332). Las sales de estronciana dan color de púrpura á la llama de una vela.

334. *Sub-borato de estronciana.* No se halla en la naturaleza; es insoluble en el agua: no tiene usos. *Preparacion* (V. §. 205.)

335. *Sub-carbonato de estronciana.* Se encuentra en fibras convergentes de estronciana en Escocia, en el Perú &c.: es insoluble en el agua, inalterable al aire, descomponible á una temperatura superior al rojo cereza, en gas ácido carbónico y en estronciana: no tiene usos: pudiera servir para preparar la estronciana si fuese mas abundante. *Preparacion.* (V. §. 207.)

336. *Sub-fosfato de estronciana.* Es siempre producto del arte: es insoluble en el agua: inalterable al aire, y no tiene usos. *Preparacion.* (V. §. 210.)

337. *Fosfito de estronciana.* No se encuentra en la naturaleza: es como el fosfito de cal, poco soluble en el agua; da por evaporacion cristalitos de sub-fosfito de estronciana insoluble, y fosfito ácido soluble, que cristaliza mas dificilmente (DULONG): no tiene usos. *Preparacion.* (V. §. 214.)

338. *Hipo-fosfito de estronciana.* Es siempre producto del arte, muy soluble en el agua, y cristaliza muy dificilmente: no tiene usos. *Preparacion.* (V. §. 212.)

339. *Sulfato de estronciana.* Se halla en masas opacas en Montmartre y Mesnilmontant, junto á Paris, y en hermosos cristales prismáticos en Sicilia: tambien se encuentran en S. Medardo y en Beuvron, departamento de la Meurthe. Es blanco, fundible á una temperatura alta, insípido y casi insoluble en el agua, como que una parte exige mas de 4000 partes de este líquido para disolverse. El ácido sulfúrico concentrado lo disuelve mejor que el agua, y se puede obtener cristalizado, haciendo evaporar la disolucion. Se usa de él para preparar la estronciana. *Preparacion.* (V. §. 216.)

340. *Sulfito de estronciana.* Es insoluble en el agua; no tie-

ne usos, ni se encuentra nunca en la naturaleza. *Preparacion.* (V. §. 218).

341. *Iodato de estronciana.* Es producto del arte, se obtiene en cristalitos, que mirados con el lente, parecen octaedros: lo descompone el calor, y da oxígeno, iodo y estronciana, conocidamente pura. Cien partes de agua á 15° disuelven 24 partes de esta sal. (GAY-LUSSAC). No tiene usos. *Preparacion.* (V. §. 222.)

342. *Clorato de estronciana.* No se encuentra nunca en la naturaleza: tiene un sabor picante y un poco astringente: no cristaliza sino cuando está muy concentrada su disolucion: su solubilidad es grande, y es tambien delicuescente: se funde sobre las ascuas con mucha prontitud y da una llama blanca purpúrea muy hermosa (VAUQUELIN.) *Preparacion.* (V. §. 224.)

343. *Nitrato de estronciana.* No se halla en la naturaleza: cristaliza en octaedros ó en prismas irregulares: tiene un sabor áspero picante: basta para fundirlo el calor rojo: si se continúa calentándolo, se descompone, como todos los nitratos: se eflorece al aire. El agua á 15° disuelve su peso poco mas ó menos; á 100° disuelve doble. Basta calcinarlo para obtener la estronciana.

Preparacion. Se hace calentar dos horas en un horno de reverbero, un crisol que contenga 6 partes de sulfato de estronciana, y una de carbon, perfectamente mezcladas y tamizadas, y se obtiene una mezcla de sulfuro de stronciana y de carbon, (V. *Accion del carbon sobre los sulfatos*, §. 215.); se pulveriza, se echa en agua, y se obtiene hidro-sulfato sulfurado de estronciana soluble, é hipo-sulfito de estronciana insoluble, (V. *Accion de los sulfuros alcalinos sobre el agua*, §. 303.): se echa al líquido ácido nítrico, que descompone el hidro-sulfato sulfurado con efervescencia, desprende el gas ácido hidro-sulfúrico, precipita azufre, y forma nitrato de estronciana, que se puede obtener con el filtro, despues de calentarlo para hacerlo mas soluble en el agua. Es importante que antes de mezclar el sulfato de estronciana con el carbon, se le haga hervir algun tiempo con ácido hidro-clórico flojo, para separarlo del hierro de algunas otras materias que pudiera contener.

344. *Hidro-clorato de estronciana.* Es producto del arte: cristaliza en agujas largas que son prismas exaedros, que tic-

nen un sabor acre, picante. Calentándolo hasta el grado rojo ó de hierro hecho ascua, se descompone y trasforma en cloruro de stroncio. (V. §. 229.) Parte y media de agua á 15° puede disolver una parte de esta sal: 4 partes de agua hirviendo pueden disolver 5 partes, &c. No tiene usos. *Preparacion.* (V. §. 230.)

345. *Hidriodato de stronciana.* Es producto del arte: muy soluble en el agua; se funde bajo la temperatura roja y se halla trasformado en ioduro de stroncio. No tiene usos. *Preparacion.* (V. §. 232.)

346. *Sub-hidro-sulfato de stronciana.* Nunca se halla en la naturaleza: cristaliza en hojas blancas semejantes á las escamas: se disuelve mucho mejor en caliente que en frio, y se trasforma en hidro-sulfato neutro añadiéndole suficiente cantidad de ácido hidro-sulfúrico. No tiene usos. *Preparacion.* (V. §. 235.)

347. *Fluato de estronciana.* Es producto del arte, insoluble en el agua, y no tiene usos. Segun DAVY, se compone este producto de ftoro y de stroncio. *Preparacion.* (V. §. 308.)

DEL BARIO.

348. El bario no se encuentra en la naturaleza sino en estado de sal. Es sólido, mas brillante que ningun otro metal, y tan ductil como la plata (CLARKE:) su peso específico es de 4, tomando el del agua por unidad. Expuesto al aire se oxida en tres minutos, pero se le renueva el brillo metálico con la lima. Es fijo, y parece que se aliga con la plata, el paladio y platino. CLARKE que anunció habia obtenido este metal por medio del soplete de BROOKS, propuso que se llamase *plutonio*.

Peso de un átomo de bario. El sulfato de barita se compone de 5 partes de ácido sulfúrico y de 9,75 de protóxido de bario; y suponiendo que este óxido se componga de un átomo de oxígeno, que pesa 1, y de otro de bario, el peso de este será 8,75.

Preparacion. Se obtiene el bario descomponiendo una sal de barita, como hemos dicho (§. 309).

Cloruro de bario. Es sólido, sin color, de sabor amargo, fusible, no le descompone el calor, ni tiene accion sobre el oxígeno, y es soluble en agua, la cual le trasforma en hidro-clorato. Suponiendo que esté formado de un átomo de bario,

que pesa 8,75, y de otro de cloro, cuyo peso es 4,5, veremos que se compone de 100 partes de bario y 51,42 de cloro.

DE LOS OXIDOS DE BARIO.

349. Se conocen dos óxidos de este metal, el protóxido y el deutóxido.

Protóxido de bario, barita, baroto ó tierra pesada. La barita no se halla en la naturaleza en estado de pureza, sino combinada con el ácido carbónico, y principalmente con el ácido sulfúrico. Es sólida, porosa, de color de gris, mas cáustica que la estronciana: pone verde el jarabe de violetas, y rojo el color de cúrcuma: su peso específico es de 4.

Puesta á la accion del soplete de BROOKS, da la barita una especie de escoria metálica que se parece al plomo. Segun CLARKE se descompone, y queda el bario aislado. Tambien se puede descomponer con la pila ó columna eléctrica: basta para esto humedecerla ligeramente y mezclarla con la cuarta parte de su peso de per-óxido de mercurio: se hace en la mezcla un hoyito en que se pone mercurio metálico; y luego que la pila ó columna está en actividad, atrae el polvo vítreo el oxígeno de los dos óxidos, y pasa al polo resinoso el bario unido con el mercurio.

El protóxido de bario puesto á un calor rojo ó de hierro hecho ascua, absorve el oxígeno y resulta deutóxido. El hidrógeno, el boro y el carbon no tienen accion sobre la barita. El fósforo se combina con ella á un calor rojo y da un fosfuro de color rojo pardo que tiene la propiedad de descomponer el agua como el de cal y de estronciana. *Preparacion* de este fosfuro (V. §. 311.) El azufre se le une tambien á una temperatura alta y forma un sulfuro amarillo, que se muda en sulfato cuando se calienta al contacto del aire. *Preparacion* del sulfuro. (V. §. 303.) Si se hace pasar iodo por la barita hecha ascua, se obtiene un *sub-ioduro de barita*. Si en lugar de iodo, se hace pasar cloro gaseoso, se descompone el protóxido de bario, y se obtiene gas oxígeno y *cloruro de bario*,

Expuesto al aire á la temperatura ordinaria, atrae desde luego el protóxido de bario la humedad, despues el ácido carbónico, y pasa al estado de proto-carbonato, aumenta de volumen, toma color blanco y se reduce á polvo. Si se levanta su

temperatura absorbe al mismo tiempo el oxígeno y el ácido carbónico del aire, pasa en parte al estado de deutóxido de bario, y en parte al estado de proto-carbonato; pero si se continúa calentándolo se descompone el deutóxido de bario formado, y vuelve á quedar protóxido que se une todavía con el ácido carbónico del aire, de suerte que todo acaba por trasformarse en proto-carbonato de bario indescomponible al mas alto grado de calor.

La barita se esponja y da lugar á los mismos fenómenos que la estronciana cuando se la pone en contacto con una corta cantidad de *agua*: el hidrato blanco que resulta se funde sin descomponerse, si se expone á un calor rojo. Bastan 50 partes de agua á 15°, y 10 partes de agua hirviendo para disolver una parte de barita. Aun pretenden algunos químicos que no se necesitan mas que dos partes de agua á 100 para operar esta disolución: sea lo que quiera, es evidente que la solución concentrada de barita hecha en caliente, debe deponer al enfriarse cierta cantidad de este protóxido hidratado, que se separa entonces en cristales indeterminados ó en prismas hexágonos terminados en una y otra extremidad en una pirámide tetraedra: á veces se obtienen tambien octaedros. Suponiendo que estos cristales esten formados de un átomo de barita, cuyo peso es 9,75, y de 20 átomos de agua, que pesan 25,50, se verá que estan compuestos de 100 partes de barita y de 230,76 de agua. (DALTON.) Se funden en su agua de cristalización á una temperatura poco alta, y se disuelven en 17½ partes de agua fria. El *iodo* obra sobre el agua de barita como sobre el agua de cal. *Propiedad esencial.* Echando una gota de ácido sulfúrico en una disolución muy dilatada de barita, la enturbia inmediatamente, y á poco se forma un precipitado blanco de sulfato de barita insoluble en el agua y en el ácido nítrico; lo que no sucederia con una débil disolución de estronciana.

Los óxidos de *carbono*, de *fósforo* y de *azoe* no tienen acción sobre la barita. Todos los ácidos se combinan con ella y dan sales, de que no trataremos hasta despues de hacer la explicación del deutóxido.

Usos y acción sobre la economía animal. No se emplea sino como reactivo en los laboratorios de química. Es muy mortífera su acción sobre la economía animal: cuando se aplica sobre

el tejido celular queda absorvida rápidamente: obra sobre el sistema nervioso, y á poco ocasiona la muerte.

Composicion El protóxido de bario está al parecer formado de un átomo de metal, que pesa 8,75, y de otro de oxígeno, cuyo peso es 1, ó de 100 de bario y 11,42 de oxígeno, resultado que se aproxima mucho al que habia obtenido BERZELIUS; por consiguiente el peso del átomo de barita será 9,75.

Preparacion. Se obtiene la barita descomponiendo el nitrato de esta base, como se ha dicho respecto de la estronciana.

350. *Deutóxido de bario.* Es siempre producto del arte: su color es gris verdoso; es cáustico; pone verde el jarabe de violetas: si se calienta fuertemente, se descompone en oxígeno y protóxido. Todos los cuerpos *simples* no metálicos, excepto el azoe, lo descomponen á una temperatura alta, le quitan una porcion de su oxígeno y lo trasforman en protóxido (barita). C-liéntese por ejemplo este deutóxido con gas hidrógeno, y habrá desprendimiento de calor y de luz, absorcion de gas, y formacion de un hidrato de protóxido; de lo que se infiere que se ha combinado el hidrógeno con una porcion del oxígeno del deutóxido para formar agua, que se ha unido al protóxido que resulta. El agua, por su afinidad con el protóxido de bario, obra sobre él del mismo modo, con la diferencia de que se desprende el gas oxígeno que abandona el deutóxido. Bastan estos caracteres para distinguir este cuerpo de todos los otros. No tiene usos. Los dos óxidos de bario obran sobre el silex como la estronciana. Se obtiene el deutóxido de bario calentando en una campana encorvada puesta en la cuba de mercurio el protóxido con gas oxígeno.

DE LAS SALES DE BARITA.

351. Las sales de barita se forman de un ácido y del protóxido de bario (barita): el deutóxido no se puede combinar con los ácidos sin trasformarse en protóxido. Los sub-carbonatos de potasa, de sosa y de amoniaco precipitan en blanco las sales de barita solubles en el agua: el carbonato de barita que se depone es indescomponible por solo el calor; pero se descompone perfectamente, si se hace calentar con carbon, y da la barita: el ácido sulfúrico y los sulfatos solubles dan tambien lugar á un precipitado de sulfato de barita blanco insoluble en

el agua y en el ácido nítrico. Ninguna de estas sales da color purpúreo á la llama de una vela.

352. *Sub-borato de barita.* Es producto del arte; no se disuelve en el agua, ni es útil para nada. *Preparacion.* (V. §. 205.)

353. *Sub-carbonato de barita.* Esta sal se halla en Inglaterra, en la alta Stiria y en Siberia, unas veces en masas porosas ó radiadas, y otras se trasluce y es de color gris amarillento. No la puede descomponer el fuego; es insoluble en el agua é inalterable al aire. No tiene usos. Dentro del estómago se trasforma, con el ácido que contienen las vias digestivas, en acetato, ó á lo menos en una sal soluble, y obra como la barita. *Preparacion.* (V. §. 207.)

354. *Sub-fosfato de barita.* Esta sal es producto del arte, insoluble en el agua, inalterable al aire y sin usos. *Preparacion.* (V. §. 210.)

355. *Fosfito de barita.* Nunca se halla esta sal en la naturaleza; es poco soluble en el agua, como los fosfitos de cal y de estronciana, y da por la evaporacion cristalitos de sub-fosfito de barita insoluble, y de fosfito ácido soluble que cristaliza con mas dificultad. (DULONG). No tienen usos. *Preparacion.* (V. §. 214.)

356. *Hipo-fosfito de barita.* Es siempre producto del arte, muy soluble en el agua, y no cristaliza sino con gran dificultad. No tiene usos. *Preparacion.* (V. §. 212.)

357. *Sulfato de barita.* Se halla con bastante abundancia en la naturaleza: se encuentra en Francia en los departamentos del Puy-de-Dome y del Cantal; en Hungría y cerca de Bolonia ya cristalizado, ya en masas tuberculosas, y ya en forma de riñones. Es insoluble en el agua, insípido, inalterable al aire, y capaz de fundirse si se calienta mucho. Se disuelve en el ácido sulfúrico concentrado; y el agua descompone la disolucion, apoderándose del ácido, y precipitando el sulfato: se pueden obtener cristales, evaporando esta disolucion. Mezclado con agua y harina puede formar una masa, que reducida á tortas delgadas, tiene la propiedad de lucir á lo oscuro, cuando se calienta hasta el punto del hierro hecho ascua, y que en otro tiempo se conocia con el nombre de *fósforo de Bolonia*. No se sabe con exactitud cual es la composicion del producto de esta calcinacion, ni la causa de su fosforescencia. Se usa de

esta sal para preparar la barita, y como fundente en las fundiciones de cobre de BIRMINGHAM. Tambien se valen de ella en Inglaterra para matar ratones. Nosotros la hemos hecho tomar varias veces á los perros en la dosis de dos onzas, sin que hayan experimentado la menor incomodidad. *Preparacion.* (V. §. 216).

358. *Sulfito de barita.* Es insoluble en el agua, é insípido: no tiene usos, ni se halla nunca en la naturaleza. *Preparacion.* (V. §. 218).

359. *Iodato de barita.* Esta sal es siempre producto del arte: está en forma pulverulenta; no arde sobre las ascuas; solo se percibe á veces una ligera ó débil luz; la descompone el fuego en oxígeno, en iodo y en barita perceptiblemente pura. Cien partes de agua á 18° no disuelven mas que tres partes de ellas: la misma cantidad de agua hirviendo disuelve 16 partes. No riene usos.

Preparacion. Se obtiene el iodato de barita poniendo iodo en agua de barita: de lo que resulta que el agua se descompone, y se forma un hidriodato soluble y un iodato insoluble que con solo lavarle queda puro.

360. *Clorato de barita.* No se halla en la naturaleza: está en forma de prismas cuadrados, que terminan en una superficie oblicua, y á veces perpendicular al eje del cristal: su sabor es picante y acerbó: se disuelve en 4 partes de agua á 10°. Si despues de haberlo secado se calienta hasta que quede enteramente descompuesto, se obtienen $\frac{39}{100}$ de su peso de oxígeno: el residuo de esta descomposicion es cloruro de bario (muriato de barita) y ademas barita, (VAUQUELIN). Se emplea para preparar el ácido clórico.

Preparacion. Para obtener el clorato de barita se tomá la mezcla de clorato y de hidro-clorato de esta base (V. §. 224), y se hace evaporar; el hidro-clorato, mucho menos soluble, cristaliza en gran parte, y se puede separar por decantacion; la disolucion contiene todo el clorato de barita, y cierta cantidad de hidro-clorato; se la hace hervir con fosfato de plata, que no obra sobre el clorato, y que descompone el hidro clorato, y se forma en efecto, en virtud de las dobles descomposiciones, un precipitado blanco de fosfato de barita y de cloruro de plata; basta filtrar y evaporar la disolucion para tener

el *clorato de barita puro*. Estaremos seguros de haber empleado bastante fosfato de plata, cuando al líquido no lo precipita ya el nitrato de plata, pues esta prueba demuestra que no contiene hidro-clorato. (CHENEVIX y VAUQUELIN).

Se debe preferir el método siguiente que JAMES LOWE WHEELER ha anunciado en estos últimos tiempos. Se disuelve en agua caliente, hidro-clorato de potasa (compuesto de potasa y de ácido clórico); se echa en esta disolución un pequeño exceso de ácido ftórico-sílico líquido (fluórico siliciado, V. §. 280.): se calienta por algunos minutos. El ácido ftórico-sílico descompone el clorato de potasa, se apodera de la potasa y se precipita con ella en forma de gelatina: se filtra la disolución que contiene el ácido clórico y el exceso de ácido ftórico-sílico; se satura con carbonato de barita que forma con el ácido clórico una sal soluble, y con el ácido ftórico-sílico otra insoluble: se filtra de nuevo; se hace evaporar la disolución del clorato de barita y se cristaliza.

360 bis. *Nitrato de barita*. Nunca se ha hallado esta sal en la naturaleza: cristaliza en octaedros semitransparentes: su sabor es acre: calentada en un crisol hasta el grado del hierro hecho ascua, decrepita, se descompone, como todos los nitratos, y se trasforma en gas oxígeno, en gas ácido nitroso, y en barita ó deutóxido de bario. Doce partes de agua á 15° disuelven una parte de ella, y no se necesitan para ello mas que 3 á 4 partes de agua hirviendo. Se usa de ella para preparar la barita, y como reactivo.

Preparacion. Se descompone el sulfato de barita por medio del carbon, como hemos dicho para el nitrato de estronciana.

361. *Hipo-nitrato de barita*. Es poco conocido: se sabe que es soluble en el agua, y que no se encuentra en la naturaleza: no tiene usos.

362. *Hidro-clorato de barita*. Esta sal, producto del arte, cristaliza en prismas de cuatro lados muy anchos y poco gruesos, que tienen un sabor amargo muy picante, echada sobre las asevas decrepita, se seca y acaba por fundirse; entonces se halla trasformada en cloruro de bario. (V. §. 229). Segun GAY-LUSSAC, basta hacerla evaporar y cristalizar para operar esta descomposicion: en este caso no existiria el hidro-clo-

rato, sino en estado de líquido. Se disuelve en $2\frac{1}{2}$ partes de agua á 15° , y no necesitan mas que dos de agua hirviendo para disolver la misma cantidad: se emplea en los laboratorios como reactivo.

El hidro-clorato de barita es uno de los venenos mas violentos: aplicado sobre el tejido celular en la dosis de algunos granos, lo absorbe con rapidez y causa convulsiones que ocasionan una pronta muerte: á mas de esta accion, causa una irritacion local, capaz de inflamar las partes con que haya estado en contacto. El mejor antidoto contra esta sal y otras preparaciones de barita, es sin contradiccion la disolucion de un sulfato, tal como el de sosa, de magnesia, ó de potasa; pues estas sales tienen la propiedad de descomponer todos estos venenos y trasformarlos en sulfato de barita insoluble, que no tiene accion sobre la economía animal. CRAWFORD decantó el hidro-clorato de barita como un excelente remedio contra las escrófulas: yo lo he empleado varias veces, y lo he visto emplear sin efecto: no obstante puede ser útil en algunas circunstancias: se debe dar en la dosis de 4, 6 ú 8 gotas en una taza de agua destilada. *Preparacion* (V. §. 230).

363. *Hidriodato de barita.* Todavía no se ha encontrado esta sal en la naturaleza: cristaliza en prismas muy finos, semejantes á los precedentes. A una temperatura roja ó de ascua y aun menor, se convierte en ioduro de bario, y aunque es muy soluble en el agua, es poco deliquescente. Expuesto al aire se descompone en parte, y se transforma en hidriodato coloreado por el iodo, en lo que se ve con evidencia que el oxígeno del aire se apodera del hidrógeno del ácido hidriódico. No tiene usos.

Preparacion. El hidriodato de barita se prepara echando agua de barita sobre iodo: y el agua se descompone: su oxígeno va al iodo para formar ácido iódico, al paso que el hidrógeno, combinándose con el iodo, da ácido hidriódico; de manera que se obtiene un iodato y un hidriodato: este es soluble, y aquel insoluble; se separan con el filtro.

364. *Sub-hidro-sulfato de barita.* Es siempre producto del arte: cristaliza en hojas blancas como el sub-hidro-sulfato de estronciana; se disuelve mucho mejor en caliente que en frio, y se transforma en hidro-sulfato neutro, añadiéndole la suficien-

te cantidad de gas ácido hidro-sulfúrico. No tiene usos. *Preparacion* (V. §. 235).

365. *Fluato de barita*. No se halla todavía en la naturaleza: es insoluble en el agua, insípido, y no tiene usos. DAVY lo mira como formado de storo y de bario. *Preparacion* (V. §. 239).

DEL LITHIO.

366. Hasta ahora no se ha separado este metal del óxido de lithio.

Oxido de lithio (lithina). ARFREDSON descubrió este óxido en la petalita de Uto el año de 1818: tambien existe en la trifania.

Es sólido, de un sabor caústico como los demas álcalis fijos; enverdece fuertemente los colores azules de los vegetales. Forma con el azufre un sulfuro de color amarillo, á quien descomponen los ácidos, y el cual obra sobre varios reactivos como los demas sulfuros alcalinos. Absorve con rapidez el ácido carbónico del aire. Ataca á la platina cuando está echa ascua en un crisol de este metal. Tiene mas afinidad para con los ácidos que el amoníaco, y por consiguiente deja que éste se desprenda de sus combinaciones salinas. No precipita al hidro-clorato de platina, como hace la potasa. VAUQUELIN, que ha repetido los experimentos de ARFREDSON y que ha dado á conocer otras propiedades de este álcali, cree que se compone de 56,50 partes de lithio, y 43,50 de oxígeno. Aquel autor consiguió este resultado analizando el sulfato de lithina: 100 partes de este sulfato contienen 31,80 de lithina y 69,20 de ácido; pero el oxígeno del ácido es, en los sulfatos neutros, al del óxido como 3 á 1: luego las 31,80 partes de lithina, deben contener la tercera parte del oxígeno que entra en la composicion de las 69,20 partes de ácido sulfúrico. El óxido de lithio no tiene usos.

Extraccion. Se obtiene la lithina, segun el método descrito en el artículo *Análisis de las piedras que contienen potasa*.

DE LAS SALES DE LITHINA.

367. *Sub-carbonato de lithina*. Es eflorescente, soluble en cien veces su peso de agua fria, cristaliza en prismas, se funde á un calor rojo, y es capaz de atraer con rapidez el ácido carbónico del aire.

368. *Sulfato de lithina*. Cristaliza en pequeños prismas cuadrados, de un blanco resplandeciente, de sabor salado pero no amargo, mas solubles en el agua y mas fusibles que el sulfato de potasa.

369. *Nitrato de lithina*. Se puede obtener cristalizado en romboides de un sabor muy picante, y muy delicuescentes.

370. *Hidro-clorato de lithina*. Es sumamente delicuescente.

DEL POTASIO.

371. El potasio no se encuentra nunca puro en la naturaleza, sino combinado con el oxígeno en ciertas sales, y en algunos productos volcánicos. Es sólido, muy dúctil, y mas blando que la cera. Cuando se corta, se ve la seccion lisa, y que tiene un grande brillo metálico, que pierde al contacto del aire: su textura es cristalina, y su peso específico es 0,865 á la temperatura de 15°.

372. Si se calienta el potasio puesto en aceite de nafta, se funde á la temperatura de 58 (centíg.): si se pone bajo una campana pequeña de vidrio, y se calienta hasta el calor rojo, se volatiliza, y da vapores verdes.

Puesto en contacto con el gas oxígeno, se apodera de él en el momento, aun á la temperatura ordinaria, y pasa primero al estado de protóxido azulado, despues al estado de deutóxido blanco, y al fin acaba por trasformarse en tritóxido amarillo verdoso, oxidacion que se observa particularmente en la superficie del metal. Si se levanta la temperatura hasta que se funde, es rápida la absorcion del oxígeno, y se hace con desprendimiento de calórico y de luz, resultando tritóxido de potasio. El aire atmosférico obra sobre él en caliente, casi como el gas oxígeno, bien que con menos energía; lo hace pasar al estado de deuto carbonato á la temperatura ordinaria.

373. Cuando se levanta un poco la temperatura del potasio, y se le agita en gas *hidrógeno*, se obtiene un hidruro de potasio sólido, de color gris, sin apariencia metálica, inflamable al aire y al contacto del gas oxígeno. Este hidruro no tiene usos. Segun SEMENTINI, se deben admitir otros dos compuestos de hidrógeno y de potasio, que son gaseosos: el primero es el gas *hidrógeno perpotasiado*, sin color, mas pesado

que el gas hidrógeno, se inflama espontáneamente al aire; exhala un olor de lejía, y se trasforma en agua y en deutóxido de potasio: pierde esta propiedad al cabo de una hora, porque deja que se deponga un poco de potasio: el agua lo muda en gas hidrógeno *proto-potasiado*. Este último gas no se inflama, sino se le acerca una luz; pero da los mismos productos que el precedente; de lo que se deduce que hay mucha analogía en el modo de conducirse estos dos gases, y los gases hidrógeno *per-hiproto-fosforado*, el uno respecto del otro. (V. §. 162).

374. Ni el boro ni el carbon ejercen accion alguna sobre el potasio. Calentando el fósforo con este metal en vasijas tapadas, da un sulfuro cáustico, mate, color de castaña, fácil de reducir á polvo, y compuesto de 100 partes de potasio y 30 de fósforo, si suponemos que esté compuesto de un átomo de fósforo, que pesa 1,5 y de otro de potasio, cuyo peso es 5. Asi se puede combinar directamente el *azufre* y el potasio por medio del calor: esta combinacion se hace con un gran desprendimiento de calórico y de luz: el sulfuro que resulta es sólido, de color amarillo ó rojizo, semejante al *hígado de azufre* que se hace por la via seca; bien que cuando se pone en agua pasa al estado de hidro-sulfato sulfurado (V. §. 303). Además, se obtiene este sulfuro calentando el potasio con gas ácido hidro-sulfúrico: el metal se apodera del azufre y queda libre el hidrógeno. Está formado, segun parece, de un átomo de potasio que pesa 5, y de otro de azufre, cuyo peso es 2, ó de 100 partes de potasio y 40 de azufre. El iodo se une al potasio con mucho calor y con desprendimiento de luz. El ioduro que resulta tiene un aspecto nacarado y cristalino: suponiendo que esté formado de un átomo de potasio y de otro de iodo, que pesa 15,625, se compondrá de 100 partes de potasio y 32 de iodo.

375. Cuando se agita el potasio en un frasco lleno de cloro gaseoso, queda este absorbido y consolidado, de lo que se infiere que hay alli desprendimiento de calórico y de luz. Se forma cloruro de potasio. Este cloruro, llamado hasta estos últimos tiempos *muriato de potasa*, es sólido, blanco, fundible, soluble en 3 partes de agua fria, y en 2 partes de agua hirviendo: disuelto de esta manera está en estado de hidro-clorato, se-

gun unos químicos, y de cloruro, según otros. Suponiendo que esté formado de un átomo de cloro, que pesa 4,5, y de otro de potasio, se compondrá de 100 de potasio y 90 de cloro. El azoe no tiene acción sobre el potasio; de suerte que este metal tan oxidable se puede conservar muy bien en este gas: es verdad que existe una combinación de azoe, de amoniaco y de potasio, que se prepara por medios particulares.

376. Si se pone un poco de agua en una probeta llena de mercurio, puesta boca abajo en el baño de este metal, y se hace entrar en ella un corto fragmento de potasio, se verificará la descomposición del agua en el mismo instante en que este metal esté en contacto con ella; el gas hidrógeno que dará aislado, y el potasio, apoderándose del oxígeno, pasará al estado de deutóxido, capaz de poner verde el jarabe de violetas. Si en lugar de verificar la reacción de estos dos cuerpos sin el contacto del aire, se echan algunos fragmentos de potasio en un barreño lleno de agua, el metal da vueltas, se agita en todas direcciones, corre á la superficie del líquido, lo descompone y hace una corta explosión. Se desprende bastante calor en este experimento, porque el gas hidrógeno que proviene de la descomposición del agua, se inflama. A los óxidos de carbono, de fósforo y de azoe los descompone el potasio á una temperatura alta, apoderándose de su oxígeno, y pasando al estado de óxido.

El potasio quita todo el oxígeno que contienen los ácidos sólidos y gaseosos, perfectamente secos, formados por el oxígeno y por un cuerpo simple, como son el bórico, el fosfórico, el sulfuroso &c., descomponiéndolos del todo ó en parte á una temperatura alta, y resultan productos variables: el ácido bórico, por ejemplo, da boro y sub-borato de deutóxido de potasio: con el ácido carbónico se obtienen carbono y deutóxido de potasio: el ácido fosfórico da deutóxido de potasio fosforado, si el potasio concurre en exceso; sino fosfato de deutóxido de potasio y fósforo: el gas ácido sulfuroso transforma el potasio en deutóxido, y el azufre queda aislado: el gas ácido nitroso da deutóxido de potasio y gas azoe, &c. Si los ácidos formados por el oxígeno contienen agua, se descompone esta aun á la temperatura ordinaria, y se forma deutóxido de potasio hidratado (potasa), que se combina con el ácido no descompuesto.

El potasio descompone en caliente los gases ácidos *hidro-clórico*, *hidriódico*, é *hidro-sulfúrico*, quedando aislado el hidrógeno, mientras que el cloro, el iodo y el azufre forman con el metal un cloruro, un ioduro, ó un sulfuro: este último absorbe una cantidad variable de ácido hidro-sulfúrico. Si se va echando poco á poco ácido *hidro-ftórico* líquido sobre potasio, se descompone el agua que aquel contiene, se desprende el gas hidrógeno, y se forma hidro-ftorato de deutóxido de potasio; y es tan grande y repentina la cantidad de hidrógeno y de calórico que se desprenden, que habria una viva detonacion si se echase mucho ácido. El potasio á una temperatura alta descompone el gas *ftoro-bórico* (fluo bórico), y resulta boro y ftoruro de potasio. Se ignora cual es la accion de este metal sobre el gas hidrógeno carbonado: descompone en caliente el gas hidrógeno fosforado, deja el hidrógeno solo, y forma con el fósforo un fosfuro de color de chocolate. Fundiendo el potasio en una campana pequeña encorvada de vidrio que contenga gas *amoniaco*, se observa que este se descompone en parte, y en parte queda absorbido: el hidrógeno de la porcion descompuesta queda aislada, y el azoe se une al potasio: este azoturo de potasio es el que absorviendo al amoniaco, no descompuesto, forma el azoturo amoniacal de potasio de color verde.

No se conoce la accion de este metal sobre el silicio, el magnesio, el calcio, el stroncio ni el bario. Se emplea para analizar varios cuerpos oxidados, y para preparar el ácido bórico. Lo descubrió DAVY.

Peso de un átomo de potasio. El término medio de las análisis hechas hasta ahora del deutóxido de potasio, da 100 partes de metal y 20 de oxígeno; y si suponemos que este óxido esté formado de un átomo de cada uno de estos cuerpos, siendo así que el de oxígeno pesa 1, el de potasio pesará 5.

376. bis. *Preparacion.* Se obtiene descomponiendo la potasa: 1.º se puede usar de la pila ó columna eléctrica, como hemos dicho (§. 309): para esto se hace un hoyito en un fragmento de este óxido; se echa en él mercurio, y no tarda en descomponerlo; el oxígeno del óxido y del agua que contiene pasa al alambre vítreo, mientras que el alambre resinoso atrae el hidrógeno, que se desprende en estado de gas, y el metal que se combina con el mercurio, se separa de esta combinacion,

como acabamos de decir (§. 309). Descomponiendo así la potasa y la sosa, solo se puede conseguir una corta cantidad de metal. No sucede lo mismo cuando se sigue el método de GAY-LUSSAC y THENARD, que vamos á describir, y que se reduce á descomponer este óxido hidratado por el hierro á una temperatura alta. 2.^o *Descripcion del aparato* (Est. 12.^a, fig. 67). CO, es un cañon de escopeta muy limpio y seco que se ha encorvado en E y en O, haciendo ascua sucesivamente estas dos porciones, y cuya parte E O está cubierta con una capa de lodo hecho con cinco partes de arena y una de barro de alfarero: la porcion O E, que atraviesa el horno de reverbero, está llena de torneaduras de hierro perfectamente limpias: E C, es la parte del tubo en que se ponen fragmentos de potasa ó de sosa pasada por alcohol: T, es un tubo de vidrio que se hace entrar en una probeta que contiene mercurio: AA, es un recipiente de cobre que comunica por una parte con el cabo ó extremidad O del cañon, y por la otra con un tubo de vidrio x. El horno de reverbero debe ser grande, y dispuesto de manera que entre por el cenicero el pico de un buen fuelle: las juntas del aparato y del horno deben estar perfectamente enlodadas, y el enlodo seco: entonces se llena el horno de carbon, y se hace ascua el tubo, rodeando la porcion E C del cañon con lienzos ó paños frios para que la potasa ó la sosa no se fundan. Cuando la porcion O E del cañon esté hecha ascua, se hace fundir una porcion de potasa ó de sosa por medio de ascuas conducidas en una red de alambre P G: se comienza siempre por hacer fundir la porcion mas inmediata al horno. Apenas está este óxido en contacto con el hierro, comienza á descomponerse, y como contiene siempre agua (V. la nota del §. 379), resulta óxido de hierro que queda en el cañon, potasio, y gas hidrógeno puro ó potasiado; el gas se desprende por la extremidad del tubo x; el metal volatilizado se va á condensar en el recipiente AA. Si se detiene el desprendimiento del gas, se hace fundir nueva cantidad del óxido contenido en la parte E C, y no queda concluida la operacion hasta que está enteramente fundido. Se deja enfriar el aparato; se tapan los tubos x y T; se saca el metal del cilindro A por medio de una vareta de hierro encorvada, y se conserva en vasos exactamente tapados con tapones de vidrio bien ajustados.

Si en lugar de desprenderse el gas hidrógeno por el tubo *x*, sale por el tubo T, hay seguridad de que el óxido ha atravesado por el hierro sin descomponerse, y de que obstruye la extremidad O del cañon: en este caso se debe procurar que se funda este óxido, y sino se consigue se debe suspender la operacion. Si no se desprende nada de gas, está mal hecho el experimento; los enlodados no han resistido, el cañon se ha oxidado y agujereado. Cuatro onzas de potasa no dan mas que una onza de metal, y se hallan dos onzas de este óxido en la parte del cañon que atraviesa el horno.

SMITHSON THENNANT propuso que se reemplazase este aparato con otro menos complicado, con el que se obtiene potasio al fuego de fragua ordinario (V. est. 12, fig. 68). Se toma un cañon de escopeta A, de pie y medio de largo, tapado por un cabo, y cuya parte mas gruesa se ha alargado con el martillo: se cubre con un lodo ó gluten semejante al que hemos dicho al describir el aparato precedente; se introduce en él la mezcla de potasa y de recortaduras de hierro propio para dar el potasio, y se pone algo en declive en el horno de reverbero F: en la parte superior de este cañon se ingiere otro tubo mas estrecho T, de 7 á 8 pulgadas de largo, con una boca muy estrecha en su parte inferior, á la que debe ir el potasio en vapor: este tubo no ha de estar enteramente metido en el primero, sino que debe salir de él como una pulgada para poderlo sacar con mas facilidad; se ha de adaptar á su extremidad superior un tubo vacío V, pegado con cera en la juntura, tapado con corcho, y que tenga dentro un tubo de vidrio encórvado R en que se mete un poco de mercurio. La parte C D del cañon de escopeta, que está fuera del horno, se ha de rodear con paños ó papel de estraza humedecido para facilitar la condensacion del metal. Dispuestas asi las cosas, se calienta fuertemente por espacio de una hora, y se obtiene el potasio en el tubo T.

DE LOS ÓXIDOS DE POTASIO.

Estos óxidos son tres.

377. El *protóxido*, siempre producto del arte, es de color gris azulado, deslucido, cáustico, y pone verde el jarabe

de violetas. Calentado con el gas oxígeno, se inflama y pasa al estado de tritóxido: esta oxidacion se verifica aun en frio, aunque con mas lentitud. El *aire* atmosférico á la temperatura ordinaria le cede oxígeno y ácido carbónico, y lo trasforma en carbonato de deutóxido *deliquescente*. No se disuelve en los ácidos, sino despues de haber pasado al estado de deutóxido. Se forma de 100 partes de potasio, y de 10 de oxígeno. —

378. *Preparacion*. Se ponen en contacto con gas oxígeno láminas delgadas de potasio, á la temperatura ordinaria; de lo que resulta que este metal se trasforma en protóxido cuando ha aumentado su peso una décima parte.

379. *Deutóxido de potasio*. (1). Este deutóxido no se encuentra nunca puro en la naturaleza; siempre se halla combinado con ácido ó con otros óxidos metálicos, como en ciertos productos volcánicos. Cuando se ha purificado como conviene y se ha fundido, es sólido, de un hermoso color blanco, muy cáustico y mas pesado que el potasio: pone fuertemente verde el jarabe de violetas, y rojo el color de cúrcuma: se funde á un calor algo mayor que el del hierro hecho ascua, y no se puede descomponer á ninguna *temperatura*. Se puede separar el oxígeno del potasio con el fluido *eléctrico* de la pila ó columna de VOLTA, particularmente si se le añade un poco de mercurio, por su tendencia á apoderarse del potasio. El gas oxígeno lo trasforma en tritóxido de potasio á una temperatura alta. El *hidrógeno*, el boro y el carbono no ejercen sobre él accion alguna. El *fósforo* y el *azufre* se le unen, y dan un óxido de potasio fosforado ó sulfurado, cuyas propiedades son análogas á las del fosforo de cal. (V. §: 311).

Si se hace pasar vapor de *iodo* ó de *cloro gaseoso* perfectamente seco por entre este deutóxido, calentado hasta el rojo oscuro, se descompone, y se obtiene gas oxígeno y ioduro ó cloruro de potasio. Si se hace una mezcla de agua, de *iodo* y de este deutóxido, se descompone el agua, se forma ácido ió-

(1) El deutóxido de potasio que vamos á describir, es perfectamente seco, mientras que la potasa mas pura y la mejor fundida contiene siempre $\frac{1}{5}$ de su peso de agua, lo que le ha hecho dar el nombre de *hidrato de deutóxido de potasio* (potasa).

dico y ácido hidriódico, que combinándose con el deutóxido, dan origen al iodato, y al hidriodato de potasa. El agua saturada del deutóxido de potasio, se descompone igualmente con el cloro: su hidrógeno forma con este cuerpo ácido hidro-clórico, y su oxígeno da origen al ácido clórico; por consiguiente se obtiene clorato é hidro-clorato de potasa (V. §. 305). El azoe no tiene acción sobre el deutóxido de potasio. El *aire* atmosférico, á la temperatura ordinaria, le cede agua y ácido carbónico, de suerte que se forma carbonato de deutóxido de potasio delicuescente; pero si la temperatura es alta, pasa al estado de tritóxido, que no tarda en descomponerse por el ácido carbónico, y se produce todavía la misma sal. Este deutóxido absorbe el agua con desprendimiento de calórico, y resulta hidrato de deutóxido de potasio (potasa). No tiene usos.

Composicion. El deutóxido de potasio está formado, al parecer, de un átomo de potasio, que pesa 5, y de otro de oxígeno, cuyo peso es 1, ó de 100 de metal y 20 de oxígeno; por consiguiente el peso del átomo de deutóxido es 6.

Preparacion. Se obtiene operando con el gas oxígeno sobre el metal; este pasa al principio al estado de protóxido, y se trasforma despues en deutóxido. Es necesario no emplear el *aire*, el cual siempre contiene algo de ácido carbónico.

DE LA POTASA (hidrato de deutóxido de potasio).

380. La potasa tiene las mismas propiedades físicas que el deutóxido de potasio: se funde á menos que al calor rojo. Calentada al *aire*, pierde una porcion de su agua, y pasa al estado de tritóxido. El *carbon*, á un calor rojo de ceraza descompone el agua que contiene la potasa, y da gas hidrógeno carbonado, y gas ácido carbónico que se une á la potasa. Si el calor es rojo blanco, se descompone tambien la potasa, y se obtiene gas hidrógeno carbonado, gas óxido de carbono y potasio. Si se calienta fósforo y potasa, se descompone el agua que ésta contiene, y se forma hidrógeno fosforado, y ácido fosforoso ó fosfórico, que se une con el álcali.

381. El *azufre* se combina con la potasa á un calor rojo oscuro, y da un óxido de potasio sulfurado sólido conocido con el nombre de *hígado de azufre*. Este óxido sulfurado

es de color oscuro, frágil, duro y vidrioso en su fractura, tiene un sabor acre, cáustico y amargo; pone verde el jarabe de violetas; expuesto al aire, atrae la humedad de este, la descompone, se pone amarillo ó amarillo verdoso, y pasa al estado de hidro-sulfato sulfurado de potasa. Es muy soluble en el agua, y experimenta con ella repentinamente la misma alteracion que con el aire, de lo que se infiere que no puede existir sino en estado sólido (V. §. 303), con respecto á los fenómenos de esta descomposicion.

382. Para obtener el hígado de azufre, se calientan reunidos en un crisol partes iguales de azufre pulverizado y de sub-carbonato de potasa; se hace ascua la mezcla por espacio de cerca de una hora, y se echa el producto en una piedra de marmol: se mete en frascos bien secos, y se conserva al abrigo del contacto del aire: en este experimento, el azufre desprende el ácido carbónico del sub carbonato. VAUQUELIN ha probado que era menester cuando menos una parte de azufre para una de sub-carbonato de potasa. 2º Tambien se puede obtener el hígado de azufre descomponiendo en crisol el sulfato de potasa, hecho polvo y mezclado con la sexta parte de su peso de carbon pulverizado: se hace ascua la mezcla, pasada por tamiz, por espacio de dos horas: el carbon descompone el ácido sulfúrico, se apodera de su oxígeno, y el azufre libre obra sobre el carbonato de potasa como en el experimento anterior; pero este producto contiene un exceso de carbon: se disuelve en agua y se filtra: el líquido, que es de un color amarillo mas ó menos rojizo y trasparente, es un hidro-sulfato sulfurado (V. §. 304).

El sulfuro de potasa se debe mirar como uno de los medicamentos mas importantes: tomado en corta dosis aumenta el calor general y las secreciones mucosas, que se ponen mas fluidas: produce con frecuencia náuseas, vómitos, &c.: en la dosis de dos ó tres dracmas obra como una de los mas enérgicos cáusticos, sino se vomita irrita, inflama, ulcéra y perfora los tejidos del canal digestivo, y por consiguiente exige la mayor prudencia el suministrarlo. Se emplea con el mejor efecto en una porcion de enfermedades cutáneas, herpéticas, psóricas y otras; en las escrófulas, en el *croup*, el asma y en la coqueluche: la dosis es de 5, 6 ú 8 granos dos veces al dia.

Se da raras veces disuelto en agua, por su olor y sabor desagradable CHAUSSIER prepara un jarabe que puede ser muy ventajoso: se disuelven dos dracmas de este sulfuro en 8 onzas de agua destilada de hinojo; se filtra la disolucion; se le añaden 15 onzas de azúcar, y cada onza de este jarabe contiene 6 granos de sulfuro. Tambien se puede dar con miel el sulfuro de potasa. Se suele emplear exteriormente: es la base del linimento sulfuroso antipsórico de JADELOT; sirve para preparar los chorros de agua que se hayan de recibir sobre alguna parte del cuerpo, y los baños sulfurosos: basta para esto disolver una parte en mil partes de agua. NAVIER lo propuso como contraveneno de las disoluciones de arsénico, de plomo, de cobre, de mercurio: &c.; pero tenemos probado que no solo no se opone á los efectos de estos venenos, sino que era peligroso darlo, á causa de sus propiedades cáusticas. La experiencia nos demuestra diariamente que el *hidro-sulfato sulfurado de cal*, obtenido, haciendo hervir partes iguales de azufre y de cal viva en agua, puede reemplazar muy bien al de potasa, que acabamos de describir, particularmente para aplicarlo exteriormente, y su uso deberia hacerse mas general, porque es menos costoso. El *sulfuro de sosa* obra sobre la economía animal como el sulfuro de potasa, y se puede emplear en las mismas circunstancias y dosis: con él se preparan las *aguas artificiales de BAREGES* para los baños.

383. La potasa absorbe el *agua* con desprendimiento de calórico, y se disuelve en ella en muy grandé cantidad: la disolucion no tiene color, es cáustica y muy difícil de cristalizar: se apodera repentinamente del gas ácido carbónico de la atmósfera, y se trasforma en sub-carbonato. Los ácidos se pueden combinar con ella y formar sales de potasa, que examinaremos despues de explicar el tritóxido. El *potasio* vuelve á la potasa al estado de protóxido.

384. Cuando se calientan en un crisol 3 partes de potasa y una de silex dividido (arena fina), se desprende el agua de la potasa, y se obtiene una masa muy fundible, vitrificable, deliquescente, y por consecuencia muy soluble en el agua. Esta disolucion de *potasa siliciada* tenia antes el nombre de *licor de guijarros*. Extendida en cierta cantidad de agua, y abandonada á sí misma en un vaso tapado con un simple papel, es capaz de

producir en su superficie, y al cabo de algunos años, una costra trasparente que contenga silex cristalizado en pirámides tetraedras agrupadas, perfectamente transparentes, y bastante *duras* para dar chispas con el eslabon. (SEIGLING.)

Si en lugar de 3 partes de potasa y una de *silex*, se ca-
lienta una mezcla de una parte de potasa y de tres partes de
silex, se obtiene una masa fundible, trasparente, insoluble en
el agua, é inalterable al aire : esta masa es el *vidrio*. (V. §. 390).

385. La *alumina* se disuelve muy bien en la disolucion de
potasa : esta solucion mezclada y agitada con la de la potasa
siliciada, da en poco tiempo una gelatina consistente, compues-
ta de silex y alumina : si se hace secar y calcinar á un calor
fuerte, se obtiene una especie de esmalte. La porcelana, la al-
farería, los ladrillos, las tejas, &c. se forman principalmente de
compuestos de esta especie en proporciones diferentes : tam-
bien se puede combinar la alumina y la potasa sólidas, hacién-
dolas calentar en un crisol.

386. Añadiendo agua de cal, agua de barita, ó agua de
stronciana á la mezcla de potasa siliciada, y de potasa alu-
minosa, se obtienen precipitados compuestos de silex, de alu-
mina y de cal, ó de barita, ó de stronciana.

387. La *glucina* se disuelve muy bien en la potasa : no su-
cede lo mismo con la zircona, la ittria, la magnesia, la cal,
la stronciana y la barita.

388. La potasa pura se compone de 100 partes de deutó-
xido de potasio, y de 25 de agua : se suele emplear en los la-
boratorios como reactivo. Su accion cáustica es tan fuerte, que
nunca se emplea en la medicina ; la que se usa para abrir los
cauterios, y que por esto se llama *piedra de cauterio*, contiene:
1º potasa pura : 2º sub-carbonato, sulfato é hidro-clorato de
potasa : 3º silex : 4º óxido de hierro y de manganeso.

Composicion. Suponiendo que la potasa esté formada de un
átomo deutóxido de potasio, que pesa 6 y de otro de agua, cuyo
peso es 1,125 ; se compondrá de 100 partes de deutóxido y
18,75 de agua : este resultado no se diferencia mucho del que
ha obtenido DAVY descomponiendo la potasa por medio del
ácido bórico, pues vió que estaba formada de 100 partes de
deutóxido y 21,21 de agua.

Preparacion. Se prepara la potasa echando en una cazuela

que esté casi echa ascua una mezcla pulverulenta de una parte de nitrato de potasa, y dos partes de tártaro (tartrato ácido de potasa); estas dos sales se descomponen con desprendimiento de calórico y de luz, y se forma agua, ácido carbónico, gas azoe, &c. El residuo blanco es *sub-carbonato de potasa*, que tal vez contiene un poco de tartraro ó de nitrato de potasa. En esta operacion se combina el oxígeno del ácido nítrico, con el hidrógeno y el carbono del ácido tartárico y la potasa de las dos sales se une al ácido carbónico que proviene de la accion del oxígeno sobre el carbono. (V. *Tartrato ácido de potasa*, tom. II.) Se hace hervir este sub-carbonato de potasa con cal viva de peso igual al suyo, y doce ó quince partes de agua; se forma sub-carbonato de cal insoluble, y queda en disolucion la potasa; se filtra por un lienzo, y se deja hervir el precipitado, que queda sobre el filtro, con nueva cantidad de agua, á fin de disolver toda la potasa. En este caso el líquido no debe precipitar, ó muy poco con el agua de cal; si precipita, se debe hacer hervir de nuevo con la cal, para separar todo el ácido carbónico: entonces se hace evaporar á gran fuego hasta la consistencia de jarabe; se deja enfriar hasta que esté á 50° ó 60°, y se agita con tres ó cuatro veces su peso de alcohol á 33°, que solo disuelve la potasa pura. Se tapa esta disolucion en frascos, en que se queda algunos dias para que deponga las materias insolubles que puede contener: estas operaciones se han de hacer con prontitud para que no absorva la potasa el ácido carbónico del aire. Se decanta, por medio de un sifon lleno de espíritu de vino, el alcohol potasiado, y se hace calentar en una retorta de vidrio, á la que se adapta un recipiente tubulado, que se tiene cuidado de enfriar; el alcohol se volatiliza, va acondensarse al recipiente, y se concentra el líquido: cuando está reducido como á la cuarta parte de su volúmen primitivo, se hace evaporar á un fuego fuerte en una vacía de plata para secarlo, fundirlo y echarlo en otra vacía del mismo metal, ó de cobre, bien seca: se quebranta, y se guarda inmediatamente en frascos que tengan tapon de vidrio bien ajustado.

Si, como se hace regularmente, se usa de la potasa del comercio, compuesta de sub-carbonato de potasa, de sulfato, de hidro-clorato de potasa, de sílex, de los óxidos de hierro

y de manganeso, y á veces de algo de sub-carbonato de sosa, se debe sujetar á las mismas operaciones: se disuelve en agua, y se le echa cal que le quita el ácido carbónico, de suerte que el líquido que proviene de esta operacion se forma de potasa y de los otros productos que acabamos de nombrar. Este líquido da por evaporacion la *pedra de cauterio*, de la que se extrae la potasa pura por medio del alcohol: es verdad que esta potasa contendria sosa, si el sub-carbonato del comercio contuviese sub-carbonato de sosa.

389. *Del peróxido de potasio.* Es siempre producto del arte: su color es amarillo verdoso; es cáustico, y pone verde el jarabe de violetas: todos los cuerpos simples no metálicos, excepto el azoe, lo descomponen á una temperatura alta, se combinan con una porcion de su oxígeno, y le vuelven al estado de deutóxido. El agua aun á la temperatura ordinaria, le hace perder una porcion de su oxígeno, y se combina con el deutóxido que resulta, con el que tiene mucha afinidad, como ya se ha dicho. Estos caractéres bastan para distinguir este cuerpo de todos los demas. No tiene usos.

Composicion. Está formado de un átomo de potasio, que pesa 5, y de tres de oxígeno, cuyo peso es 3, ó de 100 partes de potasio y 60 de oxígeno.

Preparacion. Se calienta este metal con un exceso de gas oxígeno puro, en una campana corva y sobre el mercurio.

DEL VIDRIO.

390. Se hace el vidrio calentando fuertemente arena blanca ó de color con materias alcalinas, de suerte que se ha de mirar este producto como un compuesto de silex y de uno ó dos álcalis; tambien entra á veces en su composicion protóxido de plomo, óxido de manganesa. &c. Se hallarán los pormenores de estas operaciones mecánicas, que constituyen el arte de la vidriería en el tratado de LOISEL; aqui solo indicaremos, siguiendo á este autor, las proporciones de los materiales propio: para dar las principales variedades de vidrio.

Cristales de San Gobin. Arena blanca, 100 partes, cal apagada al aire, 12; sal de sosa calcinada que contenga mucho sub-carbonato de sosa de 45 á 48 partes; *calcin* ó recortaduras ó pedazos de cristal de la misma calidad que los cristales,

100 partes : se añade á veces 0,25 de peróxido de manganeso , para quitar al cristal el color amarillo que puede tener.

Cristales comunes. Arena 100 partes , sosa en bruto pulverizada 100 partes ; recortaduras ó *calcin* 100 partes ; peróxido de manganeso 0,5 á 1.

Vidrio de botellas Arena 100 partes ; sosa en bruto de VA-RECK 200 partes ; cenizas nuevas 50 partes : cascos de botellas 100 partes.

Cristal ó Flint-glass. Arena blanca 100 partes ; minio (deu-tóxido de plomo) , 80 á 85 partes ; potasa del comercio calcinada y un poco aireada de 35 á 40 partes ; nitro de primera cochura , de 2 á 3 partes ; peróxido de manganeso 0,06 ; se añade tambien á veces de óxido blanco de arsénico 0,05 á 0,1 : ó bien la misma cantidad de sulfuro de antimonio.

Vidrios de colores. El arte de hacer los vidrios de colores consiste en mezclar con las materias que constituyen el vidrio comun una cantidad muy corta de un óxido metálico de color : asi es que los óxidos de cobalto dan color azul , el peróxido de manganeso ; morado ; la púrpura de casio , unida al peróxido de manganesa , rojo ; el óxido de cromo , verde : tambien se obtiene un matiz verde con una mezcla de óxido de cobalto y de cloruro de plata ó de vidrio de antimonio , ó bien con una mezcla de óxido de hierro y de óxido de cobre , &c.

391. Se puede grabar en el vidrio del modo siguiente. Se pone en un vasito de plomo la mezcla á propósito para desprender al ácido hidro-ftórico (fluato de cal y ácido sulfúrico) ; por otra parte se aplica al vidrio sobre el que se quiere grabar una capa de betun compuesta de tres partes de cera y una de trementina ; luego que se enfrie esta capa se traza con buril el dibujo que se desea , levantando el betun y dejando descubierta las partes del vidrio en que ha de resultar el dibujo : entonces se cubre con el vidrio el vaso de plomo , del que se desprenden los vapores del ácido hidro-ftórico , el cual no ataca sino las partes del vidrio que estan descubiertas , quitándolas el pulimento y descomponiéndolas ; despues se derrite el betun para quitarlo , y se acaban con el buril las rayas que requiere el dibujo.

Teoría Si se considera el ácido fluórico como un cuerpo no

descompuesto, se dirá que se apodera de la sílice del vidrio, lo disuelve y se trasforma en fluato ácido de sílex; pero si se mira este ácido como compuesto de hidrógeno y de floro, será menester admitir que su hidrógeno se combina con el oxígeno del sílex para formar agua, al paso que uniéndose el floro al silicio, da origen al ácido floro-sílicico. (V. §. 280.)

DE LAS SALES DE POTASA.

392. El deutóxido de potasio forma constantemente las sales de potasa: el protóxido y el tritóxido no pueden combinarse con los ácidos, el primero sin absorber, y el segundo sin perder oxígeno. Todas son solubles en el agua; no las precipitan los sub-carbonatos de potasa; de sosa y de amoniaco; no sueltan amoniaco cuando se trituran con uno de los óxidos de la segunda clase: á todas las precipita en amarillo de canario la disolucion de hidro-clorato de platino; el precipitado compuesto de ácido hidro-clórico, de potasa y de platino, no se formaria sin embargo, si las disoluciones estuviesen muy dilatadas: agitadas con una disolucion concentrada de sulfato de alumina, se enturbian las sales de potasa disueltas, y se trasforman en alumbre (sulfato ácido de alumina y de potasa) que se precipita en cristalitos. Las sales de potasa tienen tambien, como todas las demas sales de esta especie, las propiedades indicadas (§. 307).

393. *Sub-borato de potasa.* No se ha hallado todavía esta sal en la naturaleza; apenas se ha estudiado: solo se sabe que es soluble en el agua, y que no tiene usos. *Preparacion.* (Primer método, (§. 202).

394. *Sub-carbonato de potasa.* Está muy repartido en la naturaleza: entra en la composicion de las cenizas de casi todos los vegetales, particularmente de los leñosos, ya porque exista formado en las plantas, ó ya porque se produzca al tiempo de convertirse en cenizas: es la base de las diferentes especies de potasas del comercio, conocidas con los nombres de *potasa de Rusia*, de *América*, de *Tréveris*, de *Danzick*, de *Vosges*, y finalmente de *potasa perlasa*: es sólida, blanca; su sabor es acre y cáustico; pone verde el jarabe de violetas; es muy soluble en el agua, y aun delicuescente; descompone

el sulfato de magnesia, y precipita en él sub-carbonato de magnesia blanco: todavía no se ha podido cristalizar: es capaz de absorber gran cantidad de gas ácido carbónico, que satura la potasa, y la hace perder casi toda su causticidad: es fundible á un grado algo superior al del calor rojo, y no se descompone á una temperatura alta: se emplea en los laboratorios. La potasa del comercio, de la que este compone la mayor parte, tiene muchos usos; sirve para fabricar el vidrio, el jabon blando, el alumbre, el salitre, el azul de Prusia, finalmente, en la operacion de la lejía. Los médicos miran el carbonato de potasa como aperitivo, diurético y fundente: es útil en las cuartanas con obstrucciones en las vísceras del bajo vientre, en la hidropesía pasiva atónica, principalmente cuando el enfermo orina poco, en las obstrucciones del bazo, del hígado, y de los pechos, particularmente si son inveteradas; en las escrófulas, el en la gota, en los reumatismos antiguos &c. Se da á los adultos desde 18 á 20 granos, hasta una dracma ó dracma y media en vino blanco, ó en otras bebidas aperitivas: 8, 10 ó 12 gotas bastan cuando se quiere dar en bebida, en especial á los niños. Tomado en disolucion concentrada, es venenoso, aun en corta dosis; propiedad que debe al exceso de potasa que contiene.

Preparacion. En los laboratorios, se prepara esta sal por medio del nitro y del tártaro, y entonces es pura. Se obtiene en grande por otro medio: quémase leña hasta reducirla á cenizas; se opera sobre estas con agua hirviendo que disuelve el sub-carbonato, el sulfato y el hidro-clorato de potasa, cierta cantidad de sílex, de óxido de hierro, y de óxido de manganeso; se evapora el líquido hasta sequedad y se calienta la masa hasta el calor rojo para destruir algunas materias carbonosas con que pudiera estar mezclada: el producto se llama *potasa del comercio*.

396. *Carbonato de potasa.* Esta sal, producto del arte, está en forma de prismas tetraedros romboidales, sin color, terminados en puntas diedras. Su sabor es débil; pone ligeramente verde el jarabe de violetas; no exige mas que 4 partes de agua á 15° para disolverse; es inalterable al aire: calentada en estado sólido, pierde una porcion de ácido carbónico, y se convierte en sub-carbonato: tambien le pierde aun-

que menos, cuando se calienta su disolución. Disuelve muy bien al sub-carbonato de magnesia, lo que explica la causa de que no precipite en frío las disoluciones de magnesia. (V. §. 287). Se emplea como reactivo. Rara vez se usa en la medicina, y sin embargo se debería preferir al anterior, 1º porque tiene en más alto grado las mismas propiedades medicinales: 2º porque estando casi saturado de ácido carbónico, no obra como cáustico. Se ha dado con buen efecto, así como el precedente, para precaver la formación de los cálculos de la vejiga, y también para disolver las arenas de ella. Es purgante en la dosis de algunas dracmas.

397. *Preparacion.* Se prepara haciendo pasar gas ácido carbónico por una disolución concentrada de sub-carbonato de potasa. Se usa de un aparato análogo al descrito (V. estampa 9, fig. 57): se desprende el gas en el balón que contiene fragmentos de mármol (carbonato de cal) y en que se va echando poco á poco ácido hidro-clórico flojo: la operación dura algunos días, y no se termina hasta que se hayan formado cristales en la disolución del sub-carbonato. Si se quiere preparar esta sal al mismo tiempo que el carbonato de sosa y de amoníaco, se ha de poner la disolución del sub-carbonato de amoníaco en el último frasco, porque una porción de esta sal se la lleva el gas.

398. *Fosfato de potasa.* Se encuentra en los granos cereales; su sabor es salado, algo dulce; es muy soluble en el agua, delicuescente y difícil de hacer cristalizar. Calentado hasta el rojo, experimenta al principio la fundición acuosa, y después la ígnea. Calcinado en un crisol de platino con potasa pura, se pone pulverulento, insípido, insoluble en el agua fría, soluble en el agua hirviendo, y se precipita al enfriarse en forma de polvo arenoso. No se emplea en cosa alguna.

399. *Preparacion.* Se echa en una disolución de fosfato ácido de cal un exceso de solución de sub-carbonato de potasa: hay efervescencia, desprendimiento de gas ácido carbónico, formación de fosfato de potasa soluble, y precipitación de *sub-fosfato de cal*. Se filtra el líquido para que se evapore y cristalice. Si las aguas madres son ácidas, se saturan con el sub-carbonato de potasa; si tienen exceso de potasa, se echa en ellas fosfato ácido de cal, se filtra y se vuelve á comenzar la evaporación.

400. *Fosfato ácido de potasa.* Esta sal, que descubrió VITALIS, es siempre producto del arte. Cristaliza en prismas de 4 lados iguales, sin color, y terminados en pirámides de 4 facetas correspondientes á los lados del prisma. Tiene un sabor muy ácido, y enrojece fuertemente el girasol: es inalterable al aire: calentado en un crisol, se funde en un vidrio claro que cristaliza y se pone opaco al enfriarse; entonces no se disuelve ya tan fácilmente en el agua. La potasa lo transforma en fosfato incristalizable. No tiene usos. *Preparacion.* (V. §. 202. Primer método).

401. *Fosfito de potasa.* Es siempre producto del arte, muy soluble en el agua, muy delicuescente, incristalizable; pero insoluble en el alcohol. No tiene usos. (DULONG.) *Preparacion.* (V. §. 214).

402. *Hipo-fosfito de potasa.* Esta sal, que no se halla en la naturaleza, es muy soluble en el agua, y en el alcohol muy rectificado; es mucho mas delicuescente que el cloruro de calcio (muriato de cal). No tiene usos. (DULONG.) *Preparacion.* (V. §. 212).

403. *Sulfato de potasa* (*sal de duobus, sal policresta de GLACER, arcano duplicado, potasa vitriolada, &c.*) Se halla en las cenizas de los vegetales leñosos, en las minas de alumbre de la Tolfa y de Piombino, en algunas aguas minerales, y en varios fluidos animales. Está en cristales blancos, que son prismas cortos de 6 ó de 4 lados; su sabor es ligeramente amargo. Es inalterable al aire, se funde á un calor mas alto que rojo cereza, despues de haber decrepitado: 16 partes de agua á 15° disuelven una parte de esta sal, y se necesitan cinco de agua cuando está hirviendo. Combinado con el sulfato ácido de alumina forma alumbre; sirve tambien en la fabricacion del salitre, para transformar el nitrato de cal en nitrato de potasa, se emplea en la medicina en la dosis de dos ó tres dracmas disueltas en una tisana acidulada como purgante, particularmente en las metastasis lácteas: se da tambien á veces en lavativas en la dosis de seis dracmas ó una onza. Es parte de los polvos temperantes de STAHL.

404. *Preparacion.* Se obtiene por el segundo método (§. 202), ó bien calentando hasta el rojo el sulfato ácido de potasa, que proviene de la descomposicion del nitro por el ácido sulfúrico.

405 *Sulfato ácido de potasa* (sobre-sulfato). Esta sal es producto del arte; tiene un sabor ágrío picante; enrojece fuertemente los colores azules vegetales; cristaliza en agujas finas y brillantes; calentándola se funde, pierde una porción del ácido sulfúrico, y vuelve al estado de sulfato neutro: es soluble en dos partes de agua fría, y no tiene usos.

406. *Sulfito de potasa* (sal sulfurosa de STAHL). No se halla en la naturaleza: tiene la forma de agujitas ó láminas romboidales transparentes, blancas, de un sabor vivo picante y como sulfuroso; se eflorece al aire, y se transforma rápidamente en sulfato, y mejor si antes se ha disuelto en agua: no requiere mas que su peso de este líquido á la temperatura ordinaria para disolverse. Expuesta al fuego decrepita y pierde una porción de ácido sulfuroso. Se ha usado de él para blanquear la seda y la lana, cuyo color amarillo destruye. Tiene la ventaja de no exhalar mal olor, y de no atacar estas sustancias. Ya no tiene uso en la medicina. *Preparacion.* (V. §. 218).

407. *Iodato de potasa.* No se halla en la naturaleza: se obtiene en cristalitos granugientos que se agrupan casi bajo la forma de cubos. Se funde como el nitro, sobre las ascuas; calentándolo con mas fuerza, se descompone, da gas oxígeno, y se transforma en ioduro de potasio: es inalterable al aire. Cien partes de agua á 14° disuelven 7,43. Cuando está mezclado con azufre, detona, aunque débilmente, golpeándolo. La potasa lo transforma en sub-iodato cristalizabile (GAY-LUSSAC). No tiene usos. *Preparacion.* (V. §. 222).

408. *Clorato de potasa.* (muriato sobre oxigenado de potasa). Esta sal, que es siempre producto del arte, está en láminas romboidales, frágiles, brillantes, de un hermoso color blanco: su sabor es fresco, picante y un poco áspero. Puesta á la acción del fuego, en una retorta de vidrio, á la que se adapta un tubo encorvado para recoger los gases se funde, hierve, deja desprender una cantidad muy grande de gas oxígeno, y no queda en la retorta, sino *cloruro de potasio*; de lo que se deduce que el oxígeno obtenido ~~proviene~~ al mismo tiempo del ácido clórico y de la potasa: 100 partes de esta sal dan 38,83 de este gas. Es inalterable al aire, á menos que este no sea muy húmedo, en cuyo caso se humedece un poco y amarillea. Puesta sobre las ascuas, da actividad á la

llama cediéndola oxígeno. Diez y ocho partes de agua á 15° disuelven una parte de esta sal, y no se necesitan mas que $2\frac{1}{4}$ de agua hirviendo. Se emplea, 1.º para obtener gas oxígeno: 2.º para hacer los que se llaman *eslabones oxigenados*, que no son otra cosa sino pajuelas azufradas con una masa preparada con partes iguales de esta sal y de azufre y una disolucion de goma: basta meter la extremidad de estas pajuelas en ácido sulfúrico concentrado para que se enciendan: 3.º para hacer una pólvora fulminante, de que se usa como cebo, en las armas de fuego, á las que se han añadido nuevas *chapas*. Esta pólvora se compone de 100 partes de clorato de potasa, de 55 de nitro (nitrato de potasa), de 33 de azufre, de 17 de leña de *aliso* ó abedul raspado y pasado por tamiz de seda, y de 19 de *marrubio* ó licopodio. Seria peligroso substituir el clorato de potasa al nitro para preparar la pólvora comun, porque el menor choque ó frotamiento causaria su inflamacion con una explosion viva: 4.º en fin, para obtener gas protóxido de cloro que se ha propuesto como anti-sifilítico; pero en el dia está generalmente abandonado. *Preparacion.* (V. §. 224).

409. *Nitrato de potasa* (nitro, salitre). Esta sal se halla en la naturaleza, bien que poco abundante y diseminada por todas partes, lo que hace que se encuentre con frecuencia: la hay en muchas partes de España, de América, y principalmente de la India, en la superficie de las paredes húmedas y en lugares bajos, oscuros y expuestos á las emanaciones de los animales, tal como los pisos de las caballerizas, de los establos de ovejas &c. Segun FORTIS, se halla en la piedra caliza de las grutas del Pulo de Molfeta: entra en la composicion de algunas plantas llamadas *nitrosas*, como la borraja, la buglosa, la cicuta, la parietaria &c.

El nitrato de potasa purificado es blanco y no tiene olor; su sabor es fresco, picante, y con un dejo amargo. Cristaliza en prismas de seis lados, terminados tan pronto en puntas diedras como en pirámides hexaedras ó en octaedros en forma de cuñas: estos cristales semitrasparentes suelen presentar estrias. Es inalterable al aire. Cuando se calienta se funde mucho antes de arder. Se ha dado á esta masa fundida y enfriada el nombre de *crystal mineral* ó de *sal prunela*. Si la temperatura á que se sujeta es mas alta, se trasforma desde luego en nitrato per-

diendo el gas oxígeno; despues se descompone completamente y da gas oxígeno, gas azoe, y potasa. Cinco partes de agua á 15° disuelven una parte de esta sal, y una parte de agua hirviendo puede disolver 4 partes. Da mucha actividad á la llama de diferentes cuerpos ávidos de oxígeno, como se ha dicho hablando de los nitratos.

Usos. Se emplea el nitro para obtener los ácidos nítrico y sulfúrico, y algunas preparaciones antimoniales, que usa la medicina, como el antimonio diaforético, el fundente de ROTROU &c.; para preparar el flujo negro y el flujo blanco (mezcla de nitro y tártaro): tambien se emplea en el análisis de algunos minerales, y finalmente sirve para hacer la pólvora. Cuando está dilatado en mucha agua, lo miran los médicos como muy buen refrescante diurético. Se da con buen efecto en las fiebres ardientes, en las fiebres intermitentes, principalmente en las vernaes, en ciertos casos de ictericia, en el segundo periodo de las inflamaciones agudas é intensas de las vias urinarias, en los principios de las gonorreas benignas &c. Se hace tomar regularmente desde 6, 10, 15, 20, 30 granos hasta una dracma en media azumbre de suero, de agua de chicorias, de acederas &c. Tambien se da á veces en las fiebres agudas cuatro ó cinco veces al dia una píldora compuesta de dos granos de nitro y de cuatro de alcanfor. A veces se sosituye al nitro el cristal mineral. En nuestra opinion es muy imprudente prescribir el nitro en la dosis de algunas dracmas de una vez, disuelto en poco vehículo: los experimentos hechos con animales y algunas observaciones clínicas han puesto fuera de duda las propiedades venenosas de esta sal, y entonces produce evacuaciones por arriba y por abajo: obra poderosamente sobre el sistema nervioso causando la parálisis, convulsiones y la inflamacion de los tejidos del canal digestivo (V. mi *Toxicologia general*).

410. *Preparacion.* Las operaciones que se practican para extraer el nitro, varían segun la naturaleza de las tierras que lo dan. Si la sal se halla en ellas con mucha abundancia, se opera con agua, y se hace evaporar la disolucion salina para obtener cristales de nitro: asi se hace en la India. Si como suele suceder mas comunmente; contienen las tierras poco nitrato de potasa, y mucho nitrato de cal y de magnesia, se han de

trasformar estas dos sales en nitrato de potasa, para sacar mayor cantidad.

Se llaman *yesones* los escombros de las paredes de edificios viejos, que tienen un sabor fresco, acre y picante: en estos yesones se hallan los nitratos de potasa, de cal y de magnesia que acabamos de expresar; tambien contienen hidro-clorato de cal, de magnesia y de sosa; los mas ricos en nitratos son los que estan en la parte inferior de los edificios, y no contienen mas que 5 por 100 de su peso. Las análisis que se han hecho prueban que las sales que contienen estan en la proporcion siguiente:

	partes.
Nitrato de potasa.	10.
Nitrato de cal y de magnesia.	70.
Hidro-clorato de cal y de magnesia.	5.
Hidro-clorato de sosa.	15.
	100.

Legías. Se colocan unos junto á otros, y en tres filas 36 toneles que tienen en la parte inferior y lateral un agujero de media pulgada de diámetro que se puede tapar cuando se quiera con un tapon, ó una llave de fuente: se echa en cada uno de ellos un cesto de yesones molidos groseramente, cuidando de impedir con una tablilla que lleguen al agujero, á fin de que no lo obstruyan: se echa encima un cesto de ceniza (1), y se acaba de llenar el tonel ó trujal con polvo de yesones: se echa agua en los toneles de la primera fila, y se dejan asi algunas horas; despues se ha de abrir la llave ó quitar el tapon para que salga el agua que contiene cierta cantidad de sales en disolucion, y se llama *agua de cocha* que se pone aparte. Es constante que los yesones no quedan apurados en esta primera legía, y asi se les echa nueva cantidad de agua, que disuelve todavia sales, aunque en menos canti-

(1) Hemos dicho que las cenizas contienen sub-carbonato, sulfato é hidro-clorato de potasa solubles.

dad, se deja salir el líquido, y aun se echa agua sobre el residuo para apurarlo completamente. Estas dos últimas aguas de lavadura, menos cargadas que el *agua de cocha* se echan después sucesivamente en los toneles ó trujales de la segunda fila en que se saturan: se hace en esta fila lo mismo que en la primera, y después se repite lo mismo en la tercera; de suerte que al cabo de algun tiempo se halla apurado de todas las sales solubles el polvo de yesones contenido en los trujales, y se saca bastante cantidad de *agua de cocha*, que señala mas de 5° en el areómetro de BAUMÉ.

Evaporacion. Se hacen evaporar las aguas de cocha en una caldera de cobre hasta que señalen 25°, en el mismo areómetro; mientras dura la evaporacion se forman espumas que se separan, y un depósito lodoso que se reúne en un caldero puesto en el fondo de la caldera, y que se puede quitar de cuando en cuando con una cuerda.

Descomposicion. Se echa en el líquido evaporado sulfato de potasa, que trasforma el nitrato y el hidro-clorato de cal en nitrato y en hidro-clorato de potasa solubles, y en sulfato de cal casi insoluble; se le añade un exceso de disolucion concentrada de potasa del comercio, que precipita la magnesia del nitrato y del hidro-clorato, como tambien las últimas porciones de cal, si el sulfato de potasa no habia descompuesto enteramente las sales calizas; de suerte que la disolucion contiene entonces, 1.º el nitrato de potasa que habia en los yesones, y el que proviene de la descomposicion del nitrato de cal y de magnesia: 2.º el hidro-clorato de potasa formado á costa del hidro-clorato de cal y de magnesia: 3.º el hidro-clorato de sosa que era parte del yeson: 4.º un poco de sulfato de cal: 5.º una corta cantidad de sales de cal y de magnesia no descompuestas. Se pone esta disolucion en coladores ó depósitos, y se saca clara por medio de llaves de fuente que tienen los mismos: se lava el depósito ó sedimento, se reúnen las aguas de la lavadura á la disolucion que se echa en la caldera, y se procede de nuevo á la evaporacion. La corta cantidad de sulfato de cal, y una cantidad grande de hidro-clorato de sosa, se deponen y separan con espumaderas, dejándolas escurrir en cestos de mimbrés puestos sobre la caldera. Cuando señala el líquido 42° en el areómetro, se pone en vasijas de cobre en

que cristaliza al enfriarse; se decanta el agua madre, se lava la sal con el *agua de cocha*, se la hace escurrir, y así entra en el comercio bajo el nombre de *salitre en bruto*, nitro de *primera cocha*, se forma de unas 75 partes de nitrato de potasa, y de 25 de una mezcla de mucho hidro-clorato de sosa, de una corta cantidad de hidro-clorato de potasa, y de sales de cal y de magnesia *delicuescentes*.

Refinadura de salitre. Se hacen hervir en una caldera 30 partes de nitro en bruto con 6 partes de agua; el nitrato de potasa y las sales delicuescentes, como mucho más solubles que los hidro-cloratos de sosa y de potasa, se disuelven, y estos quedan casi enteramente en el fondo de la caldera; se sacan, se añaden 4 partes de agua á la disolución, se clarifica el líquido con cola, y se pone todavía caliente, en grandes vasijas ó pailas de cobre de poca profundidad, donde se agita para que se enfrie pronto y se cristalice: por este medio se obtiene un polvo cristalino formado de nitro y de una corta cantidad de otras sales. Para acabar de purificar estos cristales, se ponen en contacto con aguas cargadas de nitrato de potasa y con agua común, que disuelven casi totalmente las sales extrañas, y no obran sobre él nitro; de suerte que basta dejar salir las soluciones para obtener el *nitro del comercio* que se hace secar.

DE LA PÓLVORA.

Se conocen varias especies de pólvora, la de la guerra, de caza, de mina, de fundición &c. Todas se deben considerar como mezclas de nitro, de azufre y de carbon en diferentes proporciones: estas son las siguientes.

Pólvora de guerra, pólvora de caza, pólvora de mina.

Salitre.	75,0	78	65.
Carbon.	12,5	12	15.
Azufre.	15,5	10	20.

411. Después de hacer la elección del nitro puro, no delicuescente, del azufre que se haya destilado, y del carbon seco, sonoro, ligero y nuevo, como el de *aliso*, de chopo de

Lombardía, de tilo, de castaño de Indias, de pinavete &c., se pesan las cantidades necesarias, se las pasa por tamiz, y entonces se procede á las diferentes operaciones. 1.º *Mezcla*. Se hace en un obrador que se llama molino de majar en que hay varios morteros en que se humedece al principio con igualdad el carbon, se echa despues el salitre y el azufre, añadiendo cierta cantidad de agua para que no se volatilicen las materias pulverizadas; se remueve todo con la mano, y se pasa al batidero por medio de pilones que hace andar una corriente de agua. PROUST piensa que el carbon de las cañas del cáñamo es preferible, por ser mas barato, y porque se mezcla mas fácilmente con el nitro y el azufre (1). 2.º *Granear*. Cuando la pólvora se ha batido como unas 14 horas, aunque segun PROUST bastan dos, y está en forma de masa húmeda, se hace granos: despues de dejarla secar un día ó dos, se pasa sucesivamente por dos cribas de piel, á fin de granularla: la primera tiene los agujeros mayores y la segunda los tiene de un diámetro igual al de los granos de la pólvora que se desea sacar: 3.º despues se hace pasar por una tercera criba, y tal vez por la cuarta, por la que solo pasa el polvo y el grano mas fino. 4.º *Secadero*. Se extiende una capa de pólvora de poco espesor sobre lienzos extendidos en una pieza cuya temperatura sea de 50º á 60º y á la que se da entrada al aire. La pólvora de mina no se sujeta á otra operacion, pero no sucede lo mismo con la de caza y la de guerra. 5.º *Despolvar*. Se hace pasar la pólvora seca por un tamiz de clin muy fino á fin de separar el polvo que se ha formado al secarse. A esto se reducen las manipulaciones para hacer la pólvora de guerra. No es lo mismo en cuanto á la pólvora de caza. 6.º *Alisar ó bruñir*. Antes de alisar esta pólvora, que no está mas que granulada, se seca superficialmente, poniéndola una hora al sol; se le quita el polvo, despues se pone en toneles, que giran sobre su eje, y los hace andar una corriente de agua. Estos toneles tienen dentro cuatro barras cuadradas que sirven para aumentar el frotamiento del grano.

(1) En España se usa de este carbon; vió PROUST establecido su uso: se llama *agramiza*.

412. ¿Que es lo que pasa en la detonación de la pólvora?.. Cuando su temperatura ha subido bastante, el ácido nítrico del nitrato de potasa lo descompone el carbon y el azufre, quitándole mas ó menos cantidad de oxígeno, trasformándolo en gas deutóxido de azoe y en gas azoe, y pasándolo al estado de gas ácido carbónico, de gas ácido sulfuroso, y de ácido sulfúrico: los dos primeros de estos ácidos pasan casi totalmente al estado de gas; pero el último se combina con la potasa que resulta de la descomposicion del nitrato de potasa; el agua de cristalización del nitro se reduce á vapor, y una porcion del sulfato de potasa que se forma, se convierte en sulfuro sólido por carbon. A veces, segun THENARD, se forman otros productos, como gas hidrógeno carbonado y sulfurado, gas ácido nitroso, gas óxido de carbono, hipo-nitrito, y prusiato de potasa. A la rapidéz con que estas sustancias pasan al estado de gas, y de consiguiente á su aumento de volúmen, se ha de atribuir la fuerza con que la pólvora lanza el *proyectil*.

413. Cuando se hace la mezcla de 3 partes de nitrato de potasa, 2 partes de sub-carbonato de la misma base (potasa de comercio), y una parte de azufre, se obtiene una especie de pólvora *fulminante*, que basta calentar algunos minutos en una cuchara para que detone. Esta explosion se debe principalmente al desprendimiento instantáneo del gas azoe, del gas óxido de azoe, del gas ácido carbónico, y del vapor del agua; productos cuya formacion se puede concebir teniendo presente la teoría que acabamos de establecer.

414. Si se hace una mezcla de 3 partes de nitrato de potasa, de una parte de azufre, y de una parte de aserraduras de madera, se obtiene *pólvora de fundicion*, llamada asi, porque basta cubrir con ella un pedazo de cobre y ponerla en contacto con un cuerpo encendido, para que se funda el metal en el momento. Hay en este experimento desprendimiento de mucho calor, llama y formacion de sulfuro de cobre (azufre + cobre), mas fundible que el metal.

415. *Hipo-nitrito de potasa*. Es siempre producto del arte; apenas se le conoce; es soluble en el agua, y no tiene usos.

416. *Preparacion*. Se descompone el hipo-nitrito neutro de plomo por medio del sulfato de potasa; y se forma sulfato de plomo insoluble, é hipo-nitrito de potasa soluble.

417. *Hidro-clorato de potasa* (sal febrífuga de Silvio, muriato de potasa). Se halla en algunos líquidos animales, en las cenizas de varios vegetales, y en algunas aguas minerales. Cristaliza en prismas de cuatro lados, de un sabor picante, amargo, poco alterable al aire, que decrepitan al fuego, se funden si se calientan lo bastante, y se trasforman en cloruro de potasio. Tres partes de agua fría disuelven una parte de esta sal, y bastan dos partes de agua hirviendo. Se usa de ella como fundente en la fabricación del vidrio, y se ha mirado por mucho tiempo como aperitiva, digestiva, desostruyente &c.: en el día está casi del todo abandonada. *Preparacion* (V. §. 230).

418. *Hidriodato de potasa*. Esta sal, producto siempre del arte, es constantemente líquida, y cuando se evapora da cristales, que estando secos, no son sino ioduro de potasio (GAY-LUSSAC). Estos cristales se funden fácilmente y se volatilizan á la temperatura roja: son delicuescentes: 100 partes de agua á 18° disuelven 143 partes. Este hidriodato y este ioduro no tiene usos.

Preparacion. Se echa sobre iodo una disolucion de potasa; y se forma hidriodato y iodato de potasa, que se separan por medio del alcohol. (V. §. 222. *Preparacion de los iodatos*). Se calienta el hidriodato que queda en la disolucion, para que se volatilice el alcohol con que está mezclado.

419. *Hidro-sulfato de potasa*. No se halla nunca esta sal en la naturaleza. Cristaliza en prismas de 4 lados terminados en pirámides de 4 facetas, que tienen un sabor acre y amargo. Calentado en vasijas cerradas, se trasformá, segun los últimos experimentos de VAUQUELIN, en agua y en hígado de azufre, producto que como ya hemos dicho, puede considerarse bajo el aspecto de sulfuro de potasio, ó como óxido sulfurado del mismo. Este hidro-sulfato se disuelve muy bien en el agua: esta disolucion, con la accion del calor, pierde una parte del ácido hidro-sulfúrico, y se trasformá en sub-hidro-sulfato: expuesta al aire, se pone amarilla, se descompone, absorve el oxígeno, y pasa primero al estado de hidro-sulfato sulfurado amarillo, despues al estado de hipo-sulfito sin color, y se precipita azufre. Los cristales de hidro-sulfato de potasa, expuestos al aire, experimentan en su superficie una alteracion análoga, aunque con mucha lentitud. Esta sal es un reactivo pre-

cioso para distinguir unas de otras diferentes disoluciones metálicas. *Preparacion.* (V. §. 235).

420. *Hidro-ftorato de potasa* (fluato.) Es siempre producto del arte, delicuescente, excesivamente soluble en el agua, con un sabor picante, y no cristaliza sino con la mayor dificultad: fundido en un crisol de platino, se trasforma en *ftoruro* de potasio: no tiene usos.

DEL SÓDIO.

421. El sódio no se halla en la naturaleza en estado de pureza: es parte de algunas sales de sosa que se encuentran con bastante abundancia. Tiene las mismas propiedades físicas que el potasio, excepto que su color se parece al del plomo, y que su peso específico es de 0,972: se funde á la temperatura de 90° : no se sabe si es volátil: tiene muy poca accion sobre el gas oxígeno en frio; pero si se levanta la temperatura se funde, absorve este gas con desprendimiento de calórico y de luz, y pasa al estado de tritóxido amarillo: su accion sobre el *aire* es la misma que la del potasio, bien que menos viva; se necesita para verificarla agitarlo en un *platillo* que se haya calentado: á mas de esto el deuto-carbonato de sódio que se produce es eflorescente, y el de potasio delicuescente. Ni el hidrógeno, ni el boro, ni el carbono se combinan con el sódio: el fósforo y el azufre obran sobre él como sobre el potasio.

El fosfuro de sódio está formado de 200 partes de metal y 100 de fósforo, si suponemos que esté compuesto de un átomo de sódio, que pesa 3, y de otro átomo de fósforo, cuyo peso es 1,5. El *sulfuro de sódio* se compone al parecer de un átomo de azufre y otro de sódio, ó de 100 de azufre y 150 de sódio.

Cuando se levanta la temperatura del sódio y se pone en contacto con el cloro gaseoso, se apodera de él, pasa al estado de *cloruro* y hay desprendimiento de calórico y de luz. El cloruro (muriato de sosa fundido), es sólido, blanco, fundible á poco mas del calor rojo, y tiene mucho sabor: una parte de agua á 15° puede disolver dos partes y media: es casi tan soluble en caliente como en frio: disuelto asi, se trasforma en hidro-clorato, segun algunos químicos, y otros piensan al contrario. (V. *cloruros* §. 183). Se compone de un átomo de

cloro, cuyo peso es 4,5 y otro de sódio, que pesa 3, ó de 150 partes de cloro y 100 de metal.

El azoe obra sobre el sódio como sobre el potasio: lo mismo hace el *agua*, á excepcion de que el calor que desprende el sódio no es bastante para causar la inflamacion del gas hidrógeno que se desprende en el aire, como lo hace el potasio. El sódio descompone á una temperatura alta los óxidos de *carbono*, de *fósforo* y el *protóxido de azoe*, y se apodera de su oxígeno: no tiene accion sobre el deutóxido de azoe al calor de la lámpara de esmaltar: es casi cierto que lo debe descomponer á una temperatura mas alta: se conduce con los ácidos, antes examinados, como el potasio: obra lo mismo sobre el gas hidrógeno carbonado y fosforado. El gas amoniacco ejerce sobre él la misma accion que sobre el potasio, pero queda absorbido y descompuesto en mayor cantidad.

Se ignora como se conduce el sódio con el *calcio*, el *stroncio* y el *bario*. Calentado con el potasio en un platillo que tenga aceite de nafta; da una aligacion que es siempre mas fundible que el sódio, y que segun las proporciones de los metales que la componen, puede ser líquido á 0° y mas ligero que el aceite de nafta. Expuesto al aire esta aligacion atrae el oxígeno; pero el potasio absorbe con mucha mayor prontitud este gas que el sódio, de suerte que se puede aprovechar esta propiedad para separar el sódio de una corta cantidad de potasio que contiene á veces. DAVY descubrió el sódio: tiene los mismos usos que el potasio.

Peso de un átomo de sódio. El término medio de las analisis hechas hasta ahora del deutóxido de sódio, da 100 partes de metal y 33,33 de oxígeno; y si suponemos que este óxido este formado de un átomo de cada uno de estos cuerpos, pesando 1 el de oxígeno, el de sódio será 3.

Preparacion. Se obtiene como el potasio, §. 376 *bis*, y únicamente debemos advertir que la descomposicion de la sosa pura es mas difícil que la de la sosa que tenga uno ó dos centésimos de potasa; en cuyo caso el sódio que se obtiene está un poco potasiado. Basta poner esta mezcla en forma de láminas en el aceite de nafta y renovar de cuando en cuando el aire de la vasija, con lo cual el potasio absorbe el oxígeno con facilidad, y queda puro el sódio (GAY-LUSSAC y THENARD).

DE LOS ÓXIDOS DE SÓDIO.

Se conocen tres óxidos de sódio.

422. *Protóxido de sódio* (1). Su historia es la misma que la del protóxido de potasio; excepto que cuando se expone al aire se trasforma en deuto-carbonato de sódio eflorescente, mientras que el de potasio es delicuescente: contiene mas oxígeno que el protóxido de potasio: no tiene usos.

Preparacion. La misma que la del protóxido de potasio. (V. §. 378.)

423. *Deutóxido de sódio seco.* Entra en la composicion de varias sales que se hallan en la naturaleza; pero nunca se encuentra puro. Sus propiedades físicas, su accion sobre los fluidos no pesables, y sobre los cuerpos simples no metálicos, no se diferencia de las del deutóxido de potasio seco. Expuesto al aire, se apodera de la humedad y del ácido carbónico, y pasa al estado de deuto-carbonato de sódio, que en breve se eflorece. Absorve el agua con desprendimiento de calórico, y se trasforma en hidrato de deutóxido de sódio (sosa).

Composicion. El deutóxido de sódio se compone, al parecer, de un átomo de sódio, que pesa 3, y de otro de oxígeno, cuyo peso es 1, ó de 100 de metal y 33,33 de oxígeno; y por consiguiente el peso del átomo de deutóxido es 4.

Preparacion. La misma que la del deutóxido de potasio.

424. *Sosa.* Las propiedades físicas de la sosa no se diferencian de las de potasa: tambien se conduce del mismo modo con los agentes pesables y no pesables que hemos estudiado antes; excepto que el sub-carbonato de sosa que se forma exponiendo la sosa al aire; es eflorescente, y el de potasa es delicuescente. No se emplea sino en los laboratorios como reactivo.

Composicion. Suponiendo que la sosa esté formada de un átomo de deutóxido de sódio, que pesa 4, y de otro de agua, cuyo peso es 1,125, hallaremos que se compone de 100 partes de deutóxido y 28 partes de agua.

(1) Algunos químicos le consideran como una mezcla de sódio y de deutóxido.

Preparacion. Se opera sobre el sub-carbonato de sosa del comercio, como sobre el de potasa cuando queremos preparar la potasa.

425. *Peróxido de sódio.* Su historia es la misma que la del peróxido de potasio.

Composicion. Si admitimos con THOMSON que se compone de 2 átomos de sódio y tres átomos de oxígeno se formará de 100 partes de sódio y 50 de oxígeno.

DE LAS SALES DE SOSA.

El sódio no puede formar sales con los ácidos sino cuando está oxidado en segundo grado: si está en menos debe absorber oxígeno para poder combinarse con ellos, y si está en mas lo debe perder.

426. Todas las sales de sosa son solubles en el agua: no desprenden amoniaco cuando se trituran con los óxidos de la segunda seccion; no las precipitan los sub-carbonatos de potasa, de sosa ni de amoniaco, ni el hidro-clorato de platino: no se enturbian ni dan alumbre cuando se agitan sus disoluciones concentradas con sulfato de alumina: estos dos últimos caractéres establecen una grande diferencia entre estas sales y las de potasa. Tienen por otra parte, como todas las demas sales de esta seccion, las propiedades indicadas (§. 307).

427. *Sub-borato de sosa (borax).* Esta sal se halla en la provincia de Potosí en el Perú, en varios lagos de la India, en la isla de Ceylan, en la Tartaria meridional, en Transilvania, en la Sajonia baja, &c. Cuando se ha purificado está en prismas hexaedros comprimidos y terminados en pirámides triedras, sin color y traslucientes, que ponen verde el jarabe de violetas (1), y tienen un sabor estíptico, alcalinó; se efflorescen ligeramente al aire, y son solubles en el agua. Dos partes de agua hirviendo disuelven una de esta sal; y si el agua es fria,

(1) MEYRAC tiene probado que cuando se echa agua en una disolucion concentrada de borato, de sosa, de potasa ó de amoniaco, con exceso de ácido, y de consiguiente que enrojece la infusion de girasol, se la transforma en sub-borato, que, lejos de enrojecer la infusion de girasol, pone verde el jarabe de violetas.

se necesitan siete ú ocho. Calentado el borax en un crisol, experimenta desde luego la fundicion acuosa, se seca y se funde de nuevo, si la temperatura sube á 300° (fusion ígnea): entonces está en forma de un vidrio claro, que se pone opaco al aire: este fenómeno parece que pende de que absorve la humedad. Se usa del borax, 1.^o para analizar los óxidos metálicos; se combina con la mayor parte de ellos, facilita su fundicion, y suele tomar color azul, verde, violeta, &c., segun la naturaleza del óxido, que sirve para distinguirlos, como se dirá despues: 2.^o para soldar los metales, pues no se soldarian las dos extremidades de un metal, si estuviesen oxidadas, ó si lo estuviese también la soldadura que sirve para reunir las, facilitando la fundicion: asi que el borax que se pone en contacto con la aligacion fundible que constituye la soldadura, se opone á la oxidacion de los metales cubriéndolos, y tambien se apodera de los óxidos que pueden deslucir su superficie: 3.^o se emplea en los laboratorios para preparar el ácido bórico, los boratos, y segun DOEBEREINER, el boro. La medicina usaba en otro tiempo del borax como fundente en las obstrucciones de la matriz, en la supresion de las reglas &c.: ya no se usa interiormente: entra en la composicion de los gargarismos deterativos, principalmente del *linctus ad aphtas*, compuesto de una onza de jarabe de moras, y de una dracma de borax. Se empla tambien á veces su disolucion para tocar las úlceras corrosivas, las berrugas, los *condilomas*. Se puede usar para hacer soluble el cremor de tártaro.

Preparacion. Se encuentra en el comercio el borax llamado *tinckal*, que viene de la India y que parece haberse estraido del fondo de algunos lagos: es de color gris amarillo, á causa de una materia jabonosa, compuesta de una sustancia crasa, y de cierta porcion de sosa de sal: ademas contiene sulfato é hidro-clorato de sosa: se purifica lavándole muchas veces con agua sola y con este mismo líquido, añadiendo un $\frac{1}{400}$ de cal apaga en agua: cuando se ha quitado al tinckal por este medio la materia jabonosa, se disuelve en dos partes y media de agua y se mezcla con un kilograma de hidro-clorato de cal por quintal. Esta sal tiene la propiedad de descomponer las últimas porciones de jabon, y precipitar la materia crasa: se filtra y se calienta la disolucion del borax hasta un grado

conveniente para cristalizar: entonces se deja enfriar lentamente en vasijas cónicas de madera blanca ó de plomo. Se purifica fundiéndole en un crisol: con lo cual se destruye la materia colorante y se vitrifica la sal: se disuelve en agua hirviendo y cristaliza al enfriarse; por último se evaporan las aguas madres para obtener todo el borax que contienen.

428. *Sub-carbonato de sosa.* Casi todas las cenizas de las plantas que crecen á las orillas del mar, y particularmente la *sálsola soda* de LINNEO, contienen esta sal: entra en gran parte en la composición del *natron*, producto salino que se halla en algunos lagos de Egipto, de Húgría, &c.: constituye casi ella sola el *urao*, materia muy abundante en las aguas de un lago de la América del Sud (provincia de Maracaibo): se encuentra eflorecida en las paredes de algunos subterráneos, y finalmente existe en algunas aguas minerales. Es sólida, blanca, su sabor es acre y algo cáustico; pone verde el jarabe de violetas: bien evaporada da cristales en prismas romboidales, ó en pirámides cuadrangulares juntos por las bases y con las extremidades truncadas. Expuestos al aire estos cristales se eflorecen: calentados en un crisol experimentan sucesivamente la fundición acuosa y la ígnea, sin descomponerse, á menos que no se ponga en contacto con el vapor del agua. Dos partes de agua á 10^o bastan para disolver una parte; el agua hirviendo disuelve mucho mas. A una temperatura alta la descompone el fósforo, se apodera del oxígeno del ácido carbónico, pasa sucesivamente al estado de ácido fosfórico, y de fosfato de sosa, y queda aislado el carbon. Es capaz de absorber mucha cantidad de gas ácido carbónico, que satura la sosa haciéndole perder casi toda su causticidad. No se usa de ella sino en los laboratorios y en la medicina; pero las diferentes sosas de Alicante, de Cartagena, de Malaga, de Narbona (*salicor*), de Aigue-mortes (*blanqueta*), de Normandía (*varec*), y las que se preparan artificialmente contienen mas ó menos cantidad de este carbonato y tienen muchos usos. Sirven estas sosas para hacer jabon duro, vidrio, para colar las legías y para diferentes operaciones de los tintes. Se emplea particularmente la sosa de varec para preparar el *iodo*: se da en la medicina en las circunstancias que el sub-carbonato de potasa; pero se suele dar en estado sólido con extractos en la dosis de 6, 8, 10 ó 12 granos al dia.

Preparacion. Se prepara esta sal con la *sosa artificial*, que se forma de sosa cáustica, de sub-carbonato de sosa, de sulfuro de cal con exceso de cal, y de carbon: despues de reducir-la á polvo se le echa agua fria, que solo disuelve el sub-carbonato de sosa; se decanta el líquido, se evapora hasta sequedad, y se deja al aire por espacio de 10, 12 ó 15 dias: la sosa cáustica se combina con el ácido carbónico y se effloresce; entonces se hace disolver en agua, y se evapora la disolucion para obtener cristales. *Preparacion de la sosa artificial.* Se mete en un horno cuya temperatura sea superior al rojo cereza, una mezcla en polvo hecha con 18 partes de sulfato de sosa seco, 18 partes de creta (carbonato de cal), y 11 partes de carbon de leña: cuando la mezcla está como pasta, se amasa con una barra de hierro, y se saca del horno: el carbon descompone el ácido sulfúrico, le quita su oxígeno y pasa al estado de ácido carbónico; la cal se apodera del azufre que proviene de la descomposicion del ácido sulfúrico, y la sosa se une á una porcion de ácido carbónico. *Extraccion de la sosa de las plantas marinas.* Se queman estas plantas como hemos dicho hablando de la potasa del comercio, y se obtiene una masa salina, compuesta de sub-carbonato, de sulfato, de hidro-clorato de sosa, de alumina, de silex, de óxido de hierro, de carbon, y á veces de sulfato y de hidro-clorato de potasa. El *natron* se obtiene por la evaporacion espontánea de las agua que lo tienen en disolucion y que forman lagos.

429. *Carbonato de sosa.* Su historia y preparacion es la misma que la del carbonato de potasa. (V. §. 396.)

430. *Sub-fosfato de sosa* (sal microscópica ó fundible, sal admirable perlada.) Esta sal se halla en la orina, en el suero de la sangre, y en algunas otras materias animales. Cristaliza en romboides oblongos, ó en prismas romboidales, ó en laminitas brillantes y nacaradas. Es blanca, tiene un débil sabor salado, de ninguna manera amargo; pone verde el jarabe de violetas; se effloresce rápidamente al aire, y se disuelve muy bien en el agua. Tres partes de este líquido disuelven una parte á la temperatura ordinaria; el agua hirviendo disuelve mucho mas. Los ácidos sulfúrico, nítrico é hidro-clórico se apoderan de una porcion de la sosa que contiene, y le trasforman en fosfato ácido de sosa. Calentada en un crisol, experimenta su-

cesivamente la fundicion acuosa y la ígnea, y da un vidrio opaco y lechoso. Se emplea en los laboratorios para preparar diferentes fosfatos insolubles, y en la medicina como purgante: se da regularmente en la d6sis de una 6 dos onzas en dos cuartillos de caldo de yerbas: esta bebida purga bien, y no es desagradable. *Preparacion.* Se obtiene como el fosfato de potasa. (V. §. 399.)

431. *Fosfato 6cido de sosa* (6cido perlado de BERGMAN, 6cido *our6tico* de MORVEAU.) Es producto del arte. Se puede obtener en escamas finas semejantes al 6cido b6rico hidratado: es mas soluble en el agua que el precedente, y cristaliza con menos facilidad. No tiene usos. *Preparacion.* (V. §. 202, primer m6todo.)

432. *Fosfito de sosa.* Es siempre producto del arte, muy soluble en el agua, y cristaliza en romboides casi c6bicos. No tiene usos. (DULONG.) *Preparacion.* (V. §. 214.)

433. *Hipo-fosfito de sosa.* Su historia es la misma que la del hipo-fosfito de potasa, excepto que es menos delicuescente. *Preparacion.* (V. §. 212.)

434. *Sulfato de sosa.* (sal de GLAUBERO, sal admirable, sosa vitriolada, 6lcali mineral vitriolado.) Se encuentra esta sal en algunas aguas de fuente, por ejemplo en Dieuze, Chateau-Salin &c. en Francia; en las cenizas de las plantas marinas, y en fin, combinada con el sulfato de cal en Espa6a. Est6 en prismas de seis lados estriados, que acaban en una punta diedra, trasparente, excesivamente di6fanos, de un hermoso blanco, de sabor amargo, fresco, salado, eflorescentes y muy solubles en el agua. Tres partes de este l6quido 6 15^o disuelven una parte de esta sal: el agua hirviendo disuelve algo mas que su peso; de lo que resulta que se deben formar cristales al enfriarse el l6quido. Con todo eso, si la disolucion saturada de este modo 6 hirviendo, se mete en un tubo de vidrio, del que se haya echado el aire, no cristaliza aunque se agite; pero basta hacer entrar en 6l una burbuja de aire 6 de cualquiera gas, para que se verifique la cristalizacion: no se sabe cual puede ser la causa de este fen6meno. Calentado en un crisol el sulfato de sosa, experimenta sucesivamente la fundicion acuosa, y la fundicion ígnea: si se enfria despues de haberlo fundido, tiene el aspecto de un

esmalte. Se emplea para preparar la sosa artificial, y segun GEHLEN, puede servir con ventaja para la fabricacion del vidrio. Se da en la medicina como purgante, en la dosis de una onza ú onza y media, en tazas de caldo de yerbas, ó de otra tisana: se usa mucho como aperitivo y fundente en las enfermedades cutáneas, en las ictericias rebeldes, &c.

Preparacion. Se prepara el sulfato de sosa descomponiendo el hidro-clorato de sosa (sal comun) con el ácido sulfúrico; pero como el sulfato que resulta suele contener sulfato de hierro y sulfato de manganeso, se le hace ascua en un crisol para descomponer estas dos sales: á la masa se le echa agua, que solo disuelve el sulfato de sosa puro. Tambien se prepara aunque en corta cantidad haciendo evaporar las aguas de fuente que lo contienen, echando sobre la masa sólida agua hirviendo, y al enfriarse cristaliza el sulfato de sosa.

435. *Sulfito de sosa.* Esta sal, producto del arte, se obtiene cristalizada en prismas transparentes de 4 ó de 6 lados, mas anchos los unos que los otros, terminados en puntas diedras, de un sabor fresco y sulfuroso, eflorescentes, que se disuelven en 4 partes de agua á 15°: el agua hirviendo disuelve mas que su peso. Calentándola experimenta la fundicion acuosa, y se descompone. No tiene usos. *Preparacion.* (V. §. 218.)

436. *Iodato de sosa.* Todavía no se ha hallado esta sal en la naturaleza: cristaliza en prismas pequeños, reunidos regularmente en borlas, ó en granitos que parecen cúbicos. Se derrite si se echa en las ascuas, y si se calienta hasta el rojo oscuro se descompone. Cien partes de agua á 14° $\frac{1}{4}$, disuelven 7,3: es inalterable al aire: la sosa la trasforma en *sub-iodato*, que cristaliza en agujitas sedosas, reunidas en borlas; bien que este sub-iodato se puede obtener poniendo iodo en una disolucion de sosa, y entonces forma prismas hexaedros cortados perpendicularmente á su eje (GAY-LUSSAC). No tiene usos.

Preparacion. Se obtiene mezclando la sosa con el iodo como el de potasa. (V. §. 222.)

437. *Clorato de sosa.* (muriato sobre-oxigenado de sosa). Es siempre producto del arte; no cristaliza sino cuando su solucion tiene una consistencia casi de jarabe, los cristales son láminas cuadradas, de sabor fresco y picante, no delicuescentes y muy solubles en el agua: se derriten rápidamente sobre

las ascuas, volviendo la llama amarillenta, y se funden en globulillos. Calentada en una retorta, da esta sal mucho gas oxígeno, mezclado con algo de cloro, y se trasforma en cloruro de sódio perceptiblemente alcalino (VAUQUELIN). *Preparacion.* (V. §. 224).

438. *Nitrato de sosa.* Es siempre producto del arte: se obtiene cristalizado en prismas romboidales, sin color, de sabor fresco, picante y amargo; algo delicuescentes y solubles en tres partes de agua á 15°: el agua hirviendo disuelve casi su peso, es menos fundible que el nitrato de potasa. No tiene usos. *Preparacion.* (V. §. 226).

439. *Hipo-nitrito de sosa.* Es poco conocido; se sabe que es soluble en el agua, y que no se encuentra en la naturaleza. No tiene usos. *Preparacion.* (V. el de potasa, §. 416).

440. *Hidro-clorato de sosa* (muriato de sosa, sal de cocina, sal gemma, sal comun, sal gris). Se encuentra con abundancia en las aguas del mar, en algunos lagos, y en muchas fuentes: se halla en masas en Polonia, en Hungría, en Rusia, en España, en Inglaterra, en Alemania, &c. En estos casos es casi siempre de color amarillo, rojo, pardo, violeta, &c. Cristaliza en cubos, que segun GAY-LUSSAC, se forman de cloro y de sódio (V. §. 183). Tiene un sabor fresco, salado; es inalterable al aire cuando es puro; calentándolo decrepita, se funde á algo mas del calor rojo, y se trasforma en cloruro (V. §. 183). Una parte de agua á 15° disuelve $2\frac{1}{2}$ partes: no es mas soluble en el agua hirviendo. Se emplea en la salazon de las carnes, en las comidas, en la preparacion de la sosa artificial, el ácido hidro-clórico, el cloro, la sal amoniaco; tambien se usa de él como abono, como barniz para ciertas cosas de alfarería, &c. Se da en la medicina como fundente, en la dosis de una dracma ó dracma y media en dos cuartillos de agua: ha sido útil en las obstrucciones del hígado, del bazo, del mesenterio, y en muchas afecciones escrofulosas, en las enfermedades cutáneas, &c. Hemos visto algunas veces que surte buen efecto en lavativas, para los dolores de reumatismo en los tomos.

Preparacion. Se obtiene esta sal, 1° sacándola de la tierra cuando está en masas, y disolviéndola en agua para hacerla cristalizar si no es pura: 2° operando como conviene con las

aguas saladas. A. En los países calientes se hacen entrar las aguas del mar (1) en unos estanques muy anchos y de muy poca profundidad, que favorecen la evaporación, cuyo suelo es de arcilla y comunican entre sí: al paso que el agua se evapora, se deja entrar nueva cantidad. Cuando está cristalizada la sal, se saca y se deja escurrir para que se separen en lo posible las sales delicuescentes, y que se seque. La evaporación suele durar desde abril hasta setiembre, y la desecación no se completa sino al cabo de algunos meses. La sal que se obtiene por este medio tiene diferentes colores, porque está íntimamente mezclada con la arcilla del suelo de los estanques. En Francia (departamento de la Mancha) se aprovechan de las mareas altas de la luna nueva, y de los plenilunios para bañar cierta cantidad de arena, que se dispone de antemano á la orilla del mar. Cuando se retira el agua, se seca la arena y se halla cubierta de mas ó menos cantidad de sal; se separa, y se hace disolver la sal que tiene en agua de mar, que por este medio se halla mas cargada: se pone á evaporar en calderas de plomo, puestas al fuego, y se obtiene sal blanca. B. En los países frios que se saca partido de la propiedad que tiene el agua salada de no congelarse sino mucho mas abajo de cero: asi es que el agua del mar se puede considerar como una mezcla de agua dulce y de agua muy salada; esta no se congela á cero, y la otra sí; por esto se puede, sujetándola á un frio de 1° ó de 2° — 0, helar una gran porción, y quedar agua líquida muy salada, que basta calentar para obtener la sal cristalizada. C. En los climas templados se sacan con bombas las aguas que no estan muy cargadas de sal, y las echan sobre haces de fagina, para que se divida el líquido, presente mas superficie, y se evapore en parte; entonces se hace calentar para obtener cristales. D. Si las agua contienen 14 á 15 por 100 de sal, se hacen evaporar en calderas de hierro: se depone sulfato de cal, que se aparta, y cristaliza la sal.

Ninguno de estos métodos da el hidro-clorato de sosa puro,

(1) El agua del mar se compone, segun VOGEL y BOUILLON-LAGRANGE, de hidro-cloratos de sosa y de magnesia, de sulfatos de cal y de magnesia, de carbonatos de cal y de magnesia disueltos en el ácido carbónico.

pues contiene siempre sales delicuescentes de sulfato de cal, de magnesia, &c. como se puede ver echando en su disolucion un sub-carbonato alcalino soluble que precipita sub-carbonato de cal, de magnesia, y á veces sub-carbonato de hierro: para purificarla se ha de hacer cristalizar de nuevo, evaporando la disolucion, y entonces se obtiene una infinidad de cubos menudos, que se reunen de manera que forman pirámides cuadrangulares huecas.

441. *Hidriodato de sosa.* Es siempre producto del arte; y se obtiene cristalizado en prismas romboidales, aplastados, estriados y bastante voluminosos. Es muy delicuescente. Cien partes de agua á 14° disuelven 173; calentado en un crisol, se funde, se hace algo alcalino y se trasforma en ioduro de sódio, segun GAY-LUSSAC. No tiene usos.

Preparacion. Se mezcla la sosa con el iodo, y se opera como hemos dicho §. 418, hablando del de potasa.

442. *Hidro-sulfato de sosa.* Cristaliza mas dificilmente que el hidro-sulfato de potasa; en lo demas es lo mismo. *Preparacion.* (V. §. 235.)

443. *Hidro-ftorato de sosa.* (fluato): Esta sal, producto del arte, está en cristalitos muy duros, inalterables al aire, de poco sabor: es mas soluble en el agua caliente que en la fria: decrepita si se calienta, y se funde mas abajo del calor rojo; fundido asi se trasforma en ftoruro de potasio. No tiene usos. *Preparacion.* (V. §. 239).

Se halla en Groenlandia un producto que se llama *fluato de alumina y de sosa*, en forma de masas traslucientes, blanco lechoso, y de fractura laminosa: es insoluble en el agua; pero este líquido lo pone trasparente: es muy fundible y no tiene usos. Este cuerpo parece que se forma de ftoro, de aluminio y de sódio.

Alfarería. Asi se llama toda especie de vasijas de barro ó tierra arcillosa cocida. Todas ellas se forman esencialmente de alumina y de silex; algunas contienen cal y óxido de hierro. Hablaremos ligeramente de las diferentes preparaciones generales que se dan á los barros para hacer vasijas. 1º Se lavan para separar las partes mas groseras, y sobre todo, el exceso de silex: 2º se mezclan con diferentes especies de tierras ó cimentos para hacer una pasta ó masa: 3º se deja macerar la masa, se mue-

le, se la da correa; esto es, se extiende comprimiéndola y se dobla sobre ella misma, muchas veces para darla liga y homogeneidad: 4º se hacen las vasijas ó piezas: 5º se cuecen para ponerlas mas densas y duras: 6º se cubre la mayor parte de ellas de una capa que se llama *barniz ó vidriado*, que no es mas que un vidrio metálico ó terreo, de color ó sin él, trasparente ó opaco y muy fundible.

Seguiremos en la exposicion de las particularidades del arte del alfarero á BRONGNIART, director de la fábrica de porcelana de Sevres. Este sabio divide la alfarería en dos clases: las *lozas* y las *porcelanas* ó chinas. Las primeras son las alfarerías propiamente dichas, las tierras de pipa, y los barros duros; y las segundas son las porcelanas duras y tiernas.

Lozas. El carácter distintivo de las lozas es tener una pasta siempre opaca, y de cocerse como conviene sin experimentar ablandamiento: esta clase comprende la loza fina, llamada tierra de pipa, los crisoles, la alfarería roja, las alcarrazas, la loza común y los barros duros. La *tierra de pipa* se compone de una arcilla pegajosa, infundible, sin hierro, regularmente sin color, y de silex negro (pirómaco) molido. Despues de haber lavado bien estas dos materias, se hace una pasta con una mezcla de 4 partes de arcilla y una de silex; se deja secar calentándola ó metiéndola en moldes de yeso bien seco que absorve la humedad; se amasa fuertemente andando por encima los trabajadores con los pies desnudos, y trabajándola despues como la masa del pan: así se deja por algunos meses en cuevas húmedas donde se altera, se ennegrece, y exhala un olor fétido. Acabadas estas operaciones, se labra, y se cuece en un horno en que se conserva 40 horas poco mas ó menos: se cubren despues las piezas cocidas con un barniz compuesto de minio, ó mas bien de sulfuro de plomo, de silex y de un álcali fijo, para lo cual se hacen fundir en un horno de alfarero los materiales que componen este barniz; se pulveriza muy finamente, y se echa en agua, en que se mantiene suspendido mediante el movimiento, y de un poco de arcilla: en este líquido turbio se mete la pieza cocida, que siendo porosa, absorve el agua y una porcion del barniz pulverizado; se saca del agua, y se pasa al fuego para que se funda el barniz. Los *crisoles de HESSE* se forman de 2 partes de arena de mediano grueso y de una parte de arcilla: resisten

muy bien á las alteraciones de temperatura y son infundibles; bien que los atacan y disuelven los vidrios de plomo. Tambien se hacen crisoles con 2 partes de arcilla pura, y una parte de cemento muy cocido de esta misma arcilla, que resisten mucho á la accion de los álcalis, para cuya fundicion sirven. A la *alfarería roja* pertenecen los potes para flores, los barreños y otras piezas comunes, los vasos etruscos &c. Se forman de una arcilla ferruginosa, lavada, molida y desgrasada, con suficiente cantidad de arena ó de cemento de la misma alfarería. Cuando las piezas se destinan para agua se barnizan interiormente con vidrio de plomo para que el líquido no se trazume: suelen aplicarse por la parte exterior colores metálicos que basta hacer fundir.

Alcarrazas. Se hacen con una arcilla que se pone porosa, y se trazuma por ella el agua, con una gran cantidad de arena, ó cociéndola ligeramente: la sal comun no es necesaria; el grado de calor conveniente para cocerlas no basta para volatilizar la sal. La *loza comun* se compone de 3 partes de una arcilla las mas veces ferruginosa, á veces caliza, y de 2 partes de una arena que contiene óxido de hierro, un poco de arcilla, y á veces tambien cal. La pasta de *pipas* es la misma que la de la loza fina, bien que se cuece menos y no tiene barniz. Los barros duros son loza de pasta compacta, bastante cocidas para que no se puedan rayar con el hierro, y que regularmente no reciben el barniz de plomo (BRONGNIART): se forman de una arcilla muy plástica y fina, poco ferruginosa, que contiene naturalmente bastante cantidad de arena fina, y casi no tiene cal.

Porcelanas. El carácter esencial de las porcelanas es tener una pasta que se ablanda al cocerla y que toma cierta semitransparencia. Se conocen dos especies de porcelana: la una dura y la otra tierna; la primera tiene los caractéres que acabamos de indicar: se forma de kaolin, especie de arena arcillosa, infundible, que conserva al mayor fuego su color blanco, y de un fundente llamado *petunzé*, especie de roca feldspática, cuarzo-sa, compuesta de silex y de cal. La porcelana tierna tiene una pasta mas vidriosa, mas trasparente, mas fundible, pero menos dura y quebradiza: se forma de una frita vidriosa, que se pone opaca y menos fundible añadiéndole una arcilla margosa muy calcinada: su barniz se compone de silex, de álcali y de plomo.

(V. en cuanto á los pormenores de las operaciones el artículo *Arcilla* de BROGNIART, *diccionario de ciencias naturales* tom. 3^o)

DEL AMONIACO (hidrógeno azoado).

El amoniaco no se encuentra nunca puro en la naturaleza; se suele encontrar combinado con ácidos en la orina del hombre, en los excrementos de los camellos, en los productos de la putrefaccion de un gran número de sustancias animales, y en algunas minas ó minerales de alumbres. Separado por el arte de los compuestos que lo contienen, se presenta el amoniaco en estado gaseoso (1).

444. El gas amoniaco no tiene color, lo caracteriza su olor fuerte, penetrante, su sabor es bastante cáustico: es mucho mas ligero que el aire; su peso específico es de 0,596; pone verde el jarabe de violetas con mucha energía; y apaga los cuerpos encendidos. El gas amoniaco perfectamente seco no se congela á un frio de 48^o — 0. Si despues de haberlo secado bien, por medio del cloruro de calcio (muriato de cal), se le hace pasar por un tubo de porcelana, calentado sobre el rojo cereza, barnizado interiormente, enlodado por fuera, y que no contenga algun fracmento de tapon de corcho, se descompone una muy corta cantidad del gas, y da gas hidrógeno y gas azoe. Si el tubo de porcelana por donde ha de pasar el gas contiene alambres de hierro, de cobre, de plata, de platina ó de oro, se descompone totalmente ó en gran parte; la porcion descompuesta se transforma tambien en hidrógeno y en azoe en la relacion de 3 á 1, y la experiencia prueba, 1^o que no se aumenta ni disminuye el peso de los metales empleados, si son puros: 2^o que el hierro y el cobre gozan de esta propiedad en mas alto grado que los otros, pues se necesitan 8 veces mas de platina que de hierro para producir el mismo efecto: 3^o que algunos de ellos mudan de pro-

(1) Algunos químicos han pensado que el amoniaco se forma de oxígeno y de un metal particular que han llamado *ammonium*, y han propuesto que se coloque entre los óxidos metálicos: esta opinion esta muy distante de ser recibida generalmente, como que no está fundada sobre pruebas decisivas; y si damos aquí su historia es porque goza de propiedades alcalinas como la potasa y la sosa.

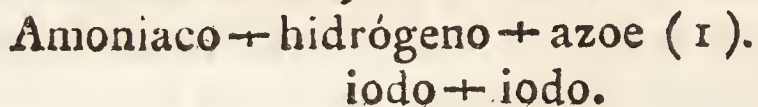
piedades físicas; pues el hierro, por ejemplo, y el cobre se ponen quebradizos: 4.º que no se forma ningun compuesto sólido ni líquido: 5.º en fin que su acción es tanto mayor cuanto es mas alta la temperatura. ¿Que acción ejercen en esta circunstancia los metales? se ignora; pero es probable que favorecen la descomposición del gas, aumentando desde luego la superficie, pues se sabe efectivamente que se opera muy bien en esta descomposición substituyendo á los metales arena, fragmentos de guijarros, de porcelana &c., ó bien haciendo pasar el gas por cinco ó seis tubos largos perfectamente pulimentados por dentro, y sin ningun cuerpo extraño: tambien se piensa que estos diferentes cuerpos metálicos ceden al gas amoniaco el calórico necesario para separar sus elementos.

Luz. El poder refringente de este gas es de 2,1685 r. Haciendo pasar por medio de la botella de LEYDEN, dos ó trescientas descargas eléctricas por una corta cantidad de gas amoniaco, se descompone en gas hidrógeno y en gas azoe.

445. El gas oxígeno no obra sobre él á la temperatura ordinaria; pero si se calienta la mezcla por medio de una vela encendida ó de una chispa eléctrica, queda descompuesto; el oxígeno se apodera de su hidrógeno para formar agua; una parte del gas azoe se une tambien con el oxígeno para formar ácido nítrico, pero queda aislada la mayor parte del gas azoe. El hidrógeno no tiene acción sobre el amoniaco: se ignora como obra el boro sobre él. Una medida de carbon de box absorve 90 medidas de gas amoniaco á la temperatura ordinaria; pero si el carbon está hecho ascua, lo descompone y da origen al gas hidrógeno carbonado, al gas azoe y al gas ácido hidro-ciánico ó prúsico (ácido formado de hidrógeno de carbono y de azoe). Si se introduce en un tubo de porcelana hecho ascua gas amoniaco y azufre en vapor lo descompone este tambien y resulta, 1.º una mezcla de gas hidrógeno y de gas azoe: 2.º un compuesto de ácido hidro-sulfúrico (hidrógeno + azufre) y amoniaco no descompuesto: 3.º este último compuesto contiene azufre.

446. Si se pone *iodo* en contacto con gas amoniaco perfectamente secos los dos, se combinan y se obtiene inmediatamente un líquido viscoso, de aspecto metálico, que es el ioduro de amoniaco: este ioduro no tarda en apoderarse de una nueva cantidad de gas amoniaco y se produce un líquido menos visco-

so, de color rojo oscuro, que es un ioduro con exceso de amoniacó: ni uno ni otro detona, pero echándolos en agua se obtiene *ioduro de azoe* en forma de una pólvora fulminante y de hidriodato de amoniacó. *Teoría.* Podemos representar los elementos del ioduro de amoniacó por:



Acido hidriódico ioduro de azoe.

El agua determina la descomposicion de una porcion de amoniacó; el hidrógeno que proviene de esta descomposicion se une á una parte del iodo y da lugar al ácido hidriódico, de que se apodera el amoniacó no descompuesto para formar el hidriodato, mientras que la otra porcion de iodo se combina con el azoe que resulta de la descomposicion del amoniacó y forma el ioduro de azoe.

Este ioduro despues de secarse detona espontáneamente: detona aun cuando está húmedo, y aun debajo del agua, si se le comprime ligeramente: estas detonaciones van acompañadas de luz, que se percibe muy bien en la oscuridad. Es fácil de concebir, por lo que se acaba de decir, que se debe formar este ioduro con facilidad echando sobre el iodo amoniacó líquido. (COLLIN, *Anales de química*, tom. 91.)

Si se introducen algunas burbujas de *cloro gaseoso* en una campana casi llena de gas amoniacó perfectamente seco, puesta sobre el baño de mercurio, queda este absorbido inmediatamente y descompuesto en parte: hay desprendimiento de calórico y de luz: el hidrógeno de la porcion de gas amoniacó descompuesto forma con el *cloro* ácido hidro-clórico, que combinándose en el mismo instante con el amoniacó no descompuesto, produce *vapores blancos espesos* de hidro-clorato de amoniacó: el azoe que proviene del gas amoniacó descompuesto queda aislado en la

(1) Es indiferente representar el amoniacó por este nombre ó por los elementos hidrógeno + azoe: tambien lo es representar la cantidad de iodo que se halla en el ioduro de amoniacó por iodo + iodo.

campana. Los mismos productos se obtienen si se ponen juntos amoniaco y cloro, uno y otro en estado líquido: solo en este caso no hay desprendimiento alguno de luz, y el hidro-clorato de amoniaco queda en disolucion en el agua: finalmente se puede determinar esta descomposicion y la formacion de los mismos productos, haciendo pasar cloro gaseoso atravesando un frasco lleno de amoniaco líquido, y por poco oscuro que sea el parage, se percibe un desprendimiento de luz bastante notable. El azoe no tiene accion sobre el gas amoniaco.

Expuesto al *aire* no sufre alteracion alguna este gas en frio, ni suelta vapores, aunque sea muy soluble en el agua y aun con exceso. Si la temperatura es alta, se observan los mismos fenómenos que los que produce sobre él el gas oxígeno, bien que en un grado mas débil. El *agua* á la temperatura y presion ordinaria, puede disolver 430 veces su volúmen, lo que hace casi el tercio de su peso. Se puede probar esta grande solubilidad del gas amoniaco por los medios empleados para probar la del gas acido hidro-clórico. Es fácil preveer que un pedazo de hielo debe liquidarse en este gas tan pronto como sobre las ascuas. El amoniaco líquido, conocido tambien con los nombres de *álcali volátil*, *álcali fluor* y de *espíritu de sal amoniaco*, no tiene color; su olor, su sabor y su accion sobre el jarabe de violetas son las mismas que las del gas. Si está muy concentrado, se puede consolidar y obtenerlo cristalizado en agujas poniéndolo á un frio de 56° —0. (VAUQUELIN): calentándolo suelta casi todo el gas y se debilita: su peso específico es de 0,9054, cuando está formado de 25,37 de gas amoniaco y de 74,63 partes de agua; pero es 0,9713, si el gas amoniaco disuelto no es mas que 7,17, y el agua 92,83.

La accion del óxido de *carbono* y del óxido de fósforo sobre este gas no se conoce todavía. El *protóxido* y el *deutóxido de azoe* lo descomponen probablemente á una temperatura alta.

Los *ácidos* examinados antes se pueden combinar todos con el amoniaco y dar productos que por su analogía con los formados por un ácido y un óxido metálico, tienen el nombre de sales. GAY-LUSSAC tiene probado que las combinaciones del gas amoniaco con los ácidos gaseosos se verificaban en proporciones muy sencillas, como es facil conocer examinando la tabla siguiente, sacada de la obra de THENARD.

SUSTANCIAS.	PROPORCIONES EN VOLUMEN.		PROPORCIONES EN PESO.		
	Gas amoniaco.	Acido.	Gas amoniaco.	Acido.	
Hidro-clorato de amoniaco.	100.	100.	100.	215,86.	Gay-Lussac. <i>Memorias de Arcueil,</i> tom. 2º John Davy, (<i>Anal. de Química,</i> tom. 86.)
Carbonato de amoniaco neutro.	100.	100.	100.	254,67.	
Sub-carbonato de amoniaco.	100.	50.	100.	127,53.	
Fluo-borato de amoniaco.	100.	100.	100.	397,36.	
Sub-fluo-borato de amoniaco.	100.	50.	100.	198,68.	
Otro sub-fluo-borato de amoniaco.	100.	33,33.	100.	132,45.	
Fluato de amoniaco siliciado.	100.	50.	100.	299,48.	
Carbo-muriato de amoniaco.	100.	25.	100.	143,58.	
Sulfito de amoniaco.	100.	50.	100.	188,98.	
Nitrato de amoniaco neutro.	100.	deuto. 100 de azoe, 50 gas oxig.	100.	266,55.	

Usos y modo de accion. Se usa de él en los laboratorios como reactivo.

El amoniaco ejerce sobre la economía animal una accion muy enérgica: inflama fuertemente los tejidos del cuerpo con que se pone en contacto, y parece que obra como un poderoso estimulante del sistema nervioso. Respirado en estado de gas, ó introducido en el estómago, presenta pronto este cuerpo síntomas inflamatorios y nerviosos á los que no tarda en seguirse la muerte, si se ha empleado en bastante cantidad y en cierto grado de concentracion. Su accion es mucho menos viva cuando se toma debilitado; en cuyo caso aumenta el calor general, la frecuencia del pulso y la traspiracion; provoca al sudor, & suele hacer que vuelvan á aparecer las flemasías que estaban suprimidas. Los médicos pueden por consiguiente servirse de él con buen efecto cuando se administre con prudencia. Tan pronto se introduce en el estómago como se aplica al exterior, ó se emplea en estado de gas. Se hace tomar interiormente en ciertas fiebres pútridas acompañadas de postracion, á fin de determinar la crisis por sudores; en ciertas fiebres atáxicas lentas, en las enfermedades eructivas metidas dentro, ó en aquellas cuya erupcion es difícil, en las afecciones de reumatismos lentos, en las picaduras de algunos reptíles é insectos venenosos. Se junta, segun la indicacion á que se ha de atender, á bebidas tónicas ó sudoríficas, y se ponen en ellas 20 ó 30 gotas en cinco ó seis onzas de bebida que se hace tomar á cucharadas: mejor seria por ser tan volátil este medicamento, no mezclarlo con la bebida hasta el momento en que el enfermo deba tomar una cucharada. Se aplica *exteriormente* en las quemaduras recientes, para impedir la inflamacion, y que se presenten las flictenas; en algunas enfermedades lentas de los músculos, de las glándulas linfáticas, en el reumatismo crónico, en las obstrucciones ó detencion de la leche en los pechos, que no sean antiguas, en la sarna, las herpes y la edema. Se inyecta á veces en la vagina para excitar la membrana mucosa, y reproducir una flemasía local suprimida. En estas circunstancias se emplea el amoniaco líquido dilatado en agua, ó bien un linimento preparado con una parte de amoniaco y diez de aceite: tambien se usa de almohadillas llenas de un polvo compuesto de tres partes de cal y de una de sal amoniacal, mezcla de que se desprende el amoniaco. Se

hace uso de este medicamento líquido concentrado para quemar las mordeduras de los reptiles venenosos y las picaduras de algunos insectos. En el estado de gas se usa para la gota serena imperfecta en fumigaciones; se hace respirar en el síncope y la asfixia, para precaver los ataques de epilepsia &c. Generalmente basta en la mayor parte de los casos acercar á la nariz un frasquillo con amoniaco líquido; pero se ha de suspender este remedio luego que vuelva en sí el enfermo, á fin de no inflamar, con la accion muy prolongada del cáustico, la membrana mucosa pulmonar.

Composicion. Descomponiendo 100 partes de gas amoniaco en volúmen por medio de la chispa eléctrica, se obtienen 150 partes de gas hidrógeno y 50 de gas azoe en volúmen: de modo que el gas amoniaco se forma de tres volúmenes de hidrógeno y de uno de azoe condensados de manera que no forman mas que dos; y determinando el peso de estos volúmenes por el peso específico de los dos gases, se ve que el amoniaco se compone de 100 partes de azoe y 22,66 de hidrógeno en peso. Si admitimos, con THOMSON, que este cuerpo esté formado de tres átomos de hidrógeno (que pesan 0,375), y de uno de azoe, cuyo peso es 1,75, veremos que está compuesto de 100 de azoe y de 21,42 de hidrógeno en peso; resultado que no es enteramente semejante al anterior, pero la diferencia consiste en que THOMSON valúa el peso específico del gas hidrógeno en 0,0694 al paso que nosotros lo hacemos en 0,07321.

Peso de un átomo de amoniaco. Este peso es de 2,125, suma del peso de un átomo de azoe y tres átomos de hidrógeno.

Preparacion. Se ponen en una redomita á que se adapta un tubo encorvado, partes iguales de cal viva y de hidro-clorato de amoniaco (sal amoniaco) compuesta de ácido hidro-clórico y amoniaco reducidas á polvo separadamente, y mezcladas: se desprende el gas desde luego, y se recoge bajo las campanas llenas de mercurio, despues de dejar pasar las primeras porciones mezcladas con aire. Para apresurar el desprendimiento del amoniaco se debe levantar un poco la temperatura de la mezcla; queda en la redoma hidro-clorato de cal y cloruro de calcio, si se ha calentado fuertemente, de lo que se infiere que la cal se apodera del ácido hidro-clórico. El gas amoniaco que se obtiene no es puro mientras no esté enteramente disuelto por

el agua. Se puede preparar el amoniaco líquido con el aparato descrito en el artículo *Cloro* (V. est. 9, fig. 57), con tal que se sustituya al matraz D una retorta de barro duro, puesta sobre la rejilla de un horno de reverbero que contenga la mezcla de partes iguales de sal amoniaco y de cal; y que de esta retorta parta un tubo de seguridad largo que entre en la corta cantidad del agua del frasco F. Se calienta por grados la retorta hasta que se haga ascua, se desprende el gas, y se disuelve en el agua destilada de los frascos F, A, B, &c.; el amoniaco que se obtiene en el primer vaso F, toma color por una materia oleosa que se halla en la sal amoniaco empleada, y no se debe mezclar con el de los otros frascos.

DE LAS SALES AMONIACALES.

Como las sales amoniacales son las únicas que no estan compuestas de un ácido y un óxido metálico, deberian formar una clase aparte; pero las pondremos aqui para no interrumpir la serie de las sales formadas por los *álcalis*, y para conformarnos con el uso generalmente recibido de tratar de ellas, despues de las sales de potasa y de sosa.

447. Las sales amoniacales son en general solubles en el agua: á sus disoluciones no las precipitan los sub-carbonatos de potasa, de sosa, ni de amoniaco, ni los hidro-sulfatos, ni el prusiato de potasa (hidro-cianato), lo mismo que á las de base de potasa; las precipita todas en amarillo de canario el *hidro-clorato* de platina (V. §. 392): se enturbian como ellas, cuando se agitan con una disolucion concentrada de sulfato ácido de alúmina, y forman alumbre: *trituras con potasa, sosa, cal, barita ó stronciana, se descomponen, y dejan desprender amoniaco fácil de reconocer por su olor.* Algunas de ellas son muy volátiles; pero el fuego descompone la mayor parte.

448. *Sub-borato de amoniaco.* Es siempre producto del arte: tiene un sabor acre, picante, orinoso, pone verde el jarabe de violetas, se puede obtener cristalizado, y sus cristales se oscurecen al aire, y pierden su forma, se descomponen á un calor rojo, y dejan desprender todo el amoniaco: se disuelven mucho mejor en el agua caliente que en la fria. Esta sal no tiene usos. *Preparacion. Primer método* (§. 202).

449. *Sub-carbonato de amoniaco.* (álcali volátil concreto, sal volátil de Inglaterra). Solo se halla en ciertas materias animales podridas: se desprende á veces de la orina, en que todavía influye la vida: hemos visto en dos individuos que padecian ictericia sintomática, este líquido excrementicio, que en lugar de ser ácido, contenia sub-carbonato de amoniaco, en el momento que salia del cuerpo. Esta sal es sólida, y está en cristalitos que reuniéndose, imitan las hojas del helecho, ó las barbas de una pluma. Tiene un sabor cáustico, picante, orinoso; su olor es amoniacal; pone verde el jarabe de violetas; es tan volátil; que se trasforma en gas cuando se expone al aire á la temperatura ordinaria, y con mayor razon cuando se calienta en una retorta, ó se trata de disolverla en el agua hirviendo; de que se deduce que no se puede disolver en este líquido á la temperatura del hervor. Dos partes de agua á 10° disuelven una parte, y mucho mas si está á 40°: evaporada con cuidado esta solucion, da cristales octaedros: puede absorver el gas ácido carbónico y trasformarse en carbonato: disuelve muy bien los sub-carbonatos de zircona, de ittria y de glucina, y los deja precipitar, si se le hace hervir. Se emplea esta sub-sal como reactivo. Su accion sobre la economía animal es casi la misma que la del amoniaco, sino que es menos fuerte. PEYRILHE la miraba sin razon como un poderoso antisifilítico: se ha usado en estos últimos tiempos con buen efecto en el *croup*; ya haciéndola respirar para excitar la tos, ya se aplica al cuello como *rubefaciente*, ya en fin se toma interiormente. RECHOU, que suele servirse de ella para esta enfermedad, hace tomar de cuando en cuando y á cucharadas un jarabe preparado con una parte de esta sal y 24 partes de jarabe de malvavísco; al mismo tiempo da una bebida dulcificante, ó de agua de grama para apagar la sed, y excusa con razon el uso de ácidos, que descompondrian el sub-carbonato. A mas de esto, aplica RECHOU á las partes laterales y anteriores del cuello, una mezcla hecha con una dracma de sub-carbonato de amoniaco, y dos onzas de cerato; pone sobre esta mezcla un saquillo de ceniza caliente, y se renueva cada 4 horas; la piel se cubre de granos, se experimenta una sensacion de prurito y escozor por dos ó tres dias; se desprende el epidermis y cae prontamente en escamas. En general no se deben dar de una vez mas que 6, 8 á 10 granos de sub-

carbonato de amoniaco interiormente; pues obra como un veneno violento, cuando no se da con prudencia.

Preparacion. Se introduce una mezcla en polvo de una parte de hidro-clorato de amoniaco, y parte y media de carbonato de cal en una retorta de barro duro enlodada, á la que se adapta un largo recipiente de vidrio ó de barro, y se coloca en un horno de reverbero. Se advierte que al calentarse la retorta se descomponen las dos sales: el ácido carbónico forma con el amoniaco sub-carbonato volátil, que se desprende en vapores blancos, cuya condensacion se facilita en el recipiente rodeándole de paños mojados: la cal se une al ácido hidro-clórico, pasa al estado de hidro-clorato, que á aquella temperatura se descompone, y se muda en cloruro de calcio fijo (muriato de cal fundido). El sub-carbonato que se obtiene será tanto mas blanco, cuanto menos color tenga la sal amoniaco que se emplea. Un kilograma de esta sal puede dar de 700 á 800 gramas de sub-carbonato de amoniaco.

450. *Carbonato de amoniaco.* Es siempre producto del arte; no tiene olor, segun BERTHOLLET: en cuanto á lo demas es lo mismo que los carbonatos de sosa y potasa. No tiene usos. *Preparacion.* Se obtiene como el carbonato de potasa (V: §. 397.)

451. *Fosfato de amoniaco.* Se halla en la orina del hombre, combinado con el fosfato de sosa, en algunos cálculos de la vejiga, unido con el fosfato de magnesia, y finalmente en las concreciones de los intestinos de los animales. Cristaliza en prismas de 4 lados, terminados en piramides de 4 caras, ó en agujas: su sabor es salado, picante y orinoso: no tiene olor; pone verde el jarabe de violetas, y lo descompone el fuego en amoniaco, que se desprende, y en ácido fosfórico que se vitrifica, si la temperatura es bastante alta: este vidrio retiene siempre un poco de amoniaco. Es inalterable al aire; bastan 4 partes de agua fria para disolverlo; el agua caliente lo disuelve mejor. Lo usa la mineralogía como fundente: tambien sirve para la fabricacion de piedras preciosas artificiales. *Preparacion.* Se obtiene como el fosfato de potasa. (V. §. 399.)

452. *Sub-fosfato de amoniaco.* Esta sal, que PLANCHE describió el primero, cristaliza en octaedros regulares: no tiene olor: es de sabor salado y picante: necesita su peso de agua fria para disolverse: la disolucion precipita al sublimado cor-

rosivo; y el precipitado se conocía en otro tiempo con el nombre de *muriato de mercurio amoniaco*. Para obtener el sub-fosfato de que hablamos, basta añadir sub-carbonato de amoniaco concreto á una disolucion de fosfato de amoniaco neutro.

453. *Fosfato amoniaco-magnesiano*. Se halla en algunos cálculos de la vejiga del hombre, donde suele estar perfectamente cristalizado. Es insípido, casi insoluble en el agua, inalterable al aire, y descomponible al fuego. No tiene usos.

454. *Fosfato amoniaco de sosa* (sal microscópica). Existe en la orina, pone verde el jarabe de violetas, se disuelve muy bien en el agua, y se puede obtener cristalizado: se effloresce al aire, pierde el amoniaco, y se trasforma en fosfato ácido de sosa. No tiene usos.

455. *Fosfito de amoniaco*. Es siempre producto del arte, muy soluble en el agua, y no tiene usos. (DULONG.)

456. *Hipo-fosfito de amoniaco*. Nunca se halla en la naturaleza. Es muy soluble en el agua, y en el alcohol muy rectificado. No tiene usos. *Preparacion*. (V. §. 212.)

457. *Sulfato de amoniaco*. (Sal amoniaco secreta de GLAUBERO.) No se halla sino en corta cantidad combinado con sulfato de alumina. Cristaliza en pequeños prismas hexaedros terminados en pirámides de 6 caras, ó en láminas, ó en filamentos sedosos, ó en agujas de sabor muy amargo y muy picante: calentándolo decrepita ligeramente; entra despues en fundicion acuosa, pierde una porcion de amoniaco, y se trasforma en sulfato ácido: á un color inmediato al rojo cereza se descompone completamente y solo da productos volátiles: se desprende gas azoe, agua que se forma á costa de una porcion de oxígeno del ácido sulfúrico, y del hidrógeno del amoniaco, y vapores blancos de sulfito ácido de amoniaco. Es inalterable al aire, á menos que este no sea húmedo, en cuyo caso se ablanda un poco: se disuelve en dos partes de agua á 15°, y mucho mejor en agua hirviendo. Se usa en el comercio para preparar el alumbre.

Preparacion. Nunca se debe preparar con el ácido y amoniaco concentrados, porque entonces se levanta la temperatura, y salta ó se echa fuera el líquido: se debe descomponer el sub-carbonato de amoniaco con el ácido sulfúrico flojo. Se obtiene en grande filtrando el sub-carbonato de amoniaco, que proviene de la destilacion de las materias animales, por entre sulfato

to de cal en polvo fino, y puesto en toneles en cuyo fondo haya un agujero que se puede tapar cuando se quiera: las dos sales se descomponen y se forma sulfato de amoniaco soluble que sale por abajo, y carbonato de cal que queda en el tonel: la disolucion se evapora hasta que cristaliza.

458. *Sulfato amoniaco de sosa.* Cristaliza regularmente; no experimenta alteracion alguna al aire; decrepita ligeramente al fuego; su sabor es algo picante y amargo (LINK).

459. *Sulfato amoniaco de potasa.* Segun LINK, se puede obtener esta sal saturando el sobre sulfato de potasa con el amoniaco. Está en láminas brillantes; de sabor amargo: es inalterable al aire.

460. *Sulfato amoniaco magnesiano.* Es siempre producto del arte: cristaliza regularmente en octaedros de sabor, acre y amargo: es inalterable al aire, soluble en el agua, bien que menos que cada una de las sales de que se compone: cuando se calienta entra en fundicion acuosa y se descompone despues. No tiene usos.

461. *Del alumbre.* La composicion del alumbre varía, pues ya es un *sulfato ácido de alúmina y de potasa*, ya un *sulfato ácido de alúmina y de amoniaco*, ya en fin, y con mas frecuencia, es *sulfato ácido de alúmina, de potasa y de amoniaco*: en este último caso constituye verdaderamente una *sal triple*. Esta diversidad en su composicion nos empeña en conservarle el nombre de *alumbre* (1). No se encuentra formado del todo, sino en disolucion en ciertas aguas minerales y en las cercanías de los volcanes, principalmente en la Solfatara: pero se halla con grande abundancia *sub-sulfato de alúmina y de potasa*, que constituye colinas enteras en la Tolfa, cerca de Civita Vecchia y en Piombino.

El alumbre cristaliza en octaedros regulares, transparentes, sin color y algo eflorescentes; á veces se obtiene tambien en cubos, y entonces se llama *alumbre cúbico*. Este fenómeno pen-

(1) Segun el doctor FICINUS, el alumbre fibroso que se halla en las capas de ulla de Tschermig es de base magnesiana: pero necesita confirmarse este resultado.

de al parecer de que se ha puesto un exceso de potasa en el líquido que ha cristalizado. El alumbre octaédrico tiene un sabor dulce y muy astringente: enrojece la infusión de girasol. Calentándolo se funde fácilmente en su agua de cristalización, y da una masa conocida con el nombre de *alumbre de roca*. Si la temperatura es mas alta, se esponja levantándose, pierde su agua y queda opaco: entonces constituye el alumbre *calcinado* ó *quemado*, que se emplea á veces como corrosivo, y que calentado fuertemente, se descompone y da gas oxígeno, gas ácido sulfuroso, alúmina, y sulfato de potasa, si es el alumbre de base de potasa, y no deja sino alúmina, si es de base de amoníaco; fenómeno que se comprenderá fácilmente trayendo á la memoria que al sulfato de amoníaco lo trasforma enteramente el calor en productos volátiles (V. *Sulfato de amoníaco*). El alumbre se disuelve en 14 ó 15 veces su peso de agua á 15°, y no exige ni aun su peso de agua hirviendo: si está en estado de alumbre calcinado, resiste mucho á la acción del agua. Calentado hasta el *calor rojo* con *carbon* muy menudo, se descompone el alumbre de base de potasa, y se trasforma en una materia conocida mucho tiempo hace con el nombre de *piróforo de HOMBERG*. Si se hace hervir una disolución de alumbre con *alúmina* pura, se precipita un polvo blanco, insípido, insoluble en el agua, inalterable al aire é incristalizable, que se conoce con el nombre de *alumbre saturado de su tierra*. El alumbre tiene muchos usos: se suelen servir de él como mordiente en los tintes; pone el sebo mas duro; propiedad que lo hace apreciable para los que hacen velas. Se emplea para preservar las pieles de gusanos &c. Se debe mirar como un excelente astringente de que se puede sacar partido en las hemorragias abundantes, continuas y pasivas, principalmente en las del útero; en los corrimientos atónicos mucosos y serosos: se da interiormente desde uno hasta ocho granos al dia junto con algun extracto astringente ó en una bebida, y se aumenta la dosis hasta media dracma, una &c.: las píldoras *teñidas anti-hemorragicas* de HELVECIO se componen de alumbre y sangre de drago. Se usa á veces del alumbre en inyección: entra en la composición de algunos gargarismos tónicos, propios para fortalecer las encías y cortar las anginas catarrales y atónicas. Tambien hace parte de algunos colirios.

Preparacion. Se prepara esta sal de muchos modos. 1º En la Solfatara, donde se encuentran terrenos que contienen alumbre enteramente formado y efflorecido: se opera sobre estas tierras con agua, que disuelve la sal, y basta evaporar lentamente el líquido en calderas de plomo para obtener los cristales.

2º Cuando el mineral es pedregoso, insoluble en el agua, y formado de sulfato de potasa y de alúmina, de silex y de algo de óxido de hierro, como en la Tolfa, en Piombino &c.; se calienta en hornos á una temperatura ni muy fuerte, ni muy floja, y se expone al aire por espacio de 30 á 40 dias, teniendo cuidado de rociarlo con frecuencia para que se divida y convierta en una gacheta: pasado este tiempo se le echa agua caliente, se hace evaporar el líquido, y se obtienen cristales de alumbre muy hermosos. Para concebir lo que pasa en esta operacion, se puede mirar el mineral de que se usa, como formado de alumbre con exceso de potasa y de alúmina, de silex y de óxido de hierro; estas dos sustancias últimas se combinan por la calcinacion, con el exceso de potasa y de alúmina, y forman una masa insoluble en el agua: esta disuelve entonces solo el alumbre.

3º Si el mineral se compone de sulfuro de hierro y de arcilla (tierra en que se halla gran cantidad de alúmina), se recurre á un método particular, por cuyo medio se obtiene al mismo tiempo alumbre y caparrosa verde (sulfato de protóxido de hierro): este método está en práctica en Francia en los departamentos del Oise, de Aisne, de Aveiron y del Ourthe. Se pone al aire el mineral, se le humedece ligeramente, y se deja asi un año, al cabo del cual se halla casi enteramente transformado en sulfato de protóxido de hierro, y en sulfato ácido de alúmina; mutacion que anuncia que el oxígeno del aire hace pasar el azufre al estado de ácido sulfúrico y el hierro al estado de óxido. Se le echa agua, que disuelve las dos sales; se hace evaporar en calderas de plomo, y se obtienen cristales de *sulfato de protóxido de hierro*; queda en el líquido el sulfato ácido de alúmina delicuescente, y que con dificultad cristaliza: Se hace calentar con sulfato de potasa ó de amoniaco en polvo que lo trasforma en alumbre, que se obtiene cristalizado: para tener bien puro este alumbre, se ha de disolver y cristalizar

de nuevo. Las aguas madres que todavía contienen alguna cantidad de estas dos sales, se hacen evaporar, y se les ha de echar de nuevo sulfato de amoniaco ó de potasa, para obtener nueva porcion de alumbre y de caparrosa.

El mineral que se hace eflorescer al aire, y del que se han separado estas sales por medio del agua, contiene todavía algo de sulfato de hierro y mucha arcilla: se le pone fuego, y el azufre pasa al estado de ácido sulfúrico, que pasa enteramente á la alúmina, de suerte que se obtiene nueva cantidad de sulfato ácido de alúmina, con el que se puede hacer alumbre por medio del sulfato de potasa, ó del sulfato de amoniaco.

Si el mineral de que se usa, en lugar de contener sulfuro de hierro y arcilla, se compone de este sulfuro y de schistos muy compactos, es necesario despues que esté un mes al aire, hacerlo tostar mezclándolo con leña que se hace arder: por este medio se halla trasformado el azufre en ácido sulfuroso, que se desprende, y en ácido sulfúrico que se une á la alúmina: una porcion de este sulfato se combina con la potasa de la leña y da alumbre; otra porcion queda en estado de sal simple. Se echa al producto tostado agua caliente, que disuelve el alumbre y el sulfato de alúmina: se hace evaporar para obtener el alumbre cristalizado, y se echa en el agua madre sulfato de potasa; ó de amoniaco, que trasforma el sulfato de alúmina en alumbre: este es el método que se sigue en Lieja.

4.º Tambien se puede obtener el alumbre calcinando arcillas que contengan algo de carbonato de cal y de hierro, pues por medio de la calcinacion se halla el óxido de hierro en el *summum* de la oxidacion, y se pone casi insoluble en los ácidos flojos, de suerte que el producto pulverizado y calentado con ácido sulfúrico dilatado, da una disolucion que solo contiene sulfato de alúmina, que se puede cambiar en alumbre por medio del sulfato de potasa ó del sulfato de amoniaco. Si se quiere obtener alumbre con los residuos de agua fuerte preparada con el nitro y la arcilla, basta ponerlos en contacto con el ácido sulfúrico, como que estos residuos contienen potasa y alúmina. El alumbre se estima mas cuanto menos sulfato de hierro contiene.

Piróforo de Homberg. Se hace secar en una cuchara de hierro á un calor suave, una mezcla de tres partes de alumbre de

base de *potasa*, y una parte de azucar, de melaza, de almidon ó de harina; se agita de cuando en cuando la mezcla, y se la reduce polvo cuando está bien seca: en este estado tiene color moreno y aun negro que le da el carbon que proviene de la descomposicion de la materia vegetal que se emplea; se mete en un matraz pequeño de cuello largo enlodado, y este matraz se pone dentro de un crisol grande de arcilla, lleno de arena, y colocado en un horno; se levanta la temperatura hasta el calor rojo, y al cabo de 20 á 25 minutos aparece á la extremidad abierta del matraz una llama blanca azulada, producida por el gas hidrógeno carbonado y el gas óxido de carbono que resultan de la descomposicion de las materias vegetales. Cuando al cabo de 4 á 5 minutos desaparece esta llama, ó solo se presenta por intervalos, está terminada la operacion; se aparta del fuego el aparato, se tapa el matraz con un tapon de corcho, y se deja enfriar. El piróforo se debe conservar con cuidado á cubierto del contacto del aire.

Este piróforo parece formado de sulfuro de potasa, de alumina y de carbon; de lo que se sigue que el carbon ha descompuesto el ácido sulfúrico (V. Sulfatos §. 215). El alumbre de base de amoniaco no da este producto, como lo probó SCHELE. El piróforo es sólido, de color oscuro amarillento ó negruzco, segun se ha calentado mas ó menos: su sabor es análogo al de los huevos podridos. Es inalterable al aire seco, pero *se enciende á la temperatura ordinaria cuando está en contacto con el aire húmedo*: en este caso el sulfuro de potasa se apodera del vapor acuoso, lo consolida y se calienta: entonces el carbon y el azufre absorven el oxígeno del aire con desprendimiento de calórico y de luz, y se trasforman en gas ácido carbónico, en gas ácido sulfuroso, y en ácido sulfúrico: este último se combina tambien con una porcion de alumina y de potasa para formar de nuevo alumbre. Con el agua se descompone el piróforo, se disuelve solo el sulfuro de potasa, y se transforma en hidro-sulfato sulfurado de potasa (*Vease* §. 303), el carbon y la alumina quedan en estado pulverulento. Tambien lo descomponen todos los ácidos: el vapor nitroso (gas ácido nitroso) le cede facilmente el oxígeno y lo inflama como el aire. No se usa del piróforo desde que se ha introducido el uso de los *eslabones fosfóricos* y de las pajuelas oxigenadas.

462. *Sulfito de amoniaco*. No se halla esta sal en la naturaleza: cristaliza en prismas hexaedros terminados en pirámides hexaedras, ó en tablas cuadradas con los bordes cortados en bisel, de sabor fresco, picante y como sulfuroso, que se humedecen al aire y se trasforman rápidamente en sulfato de amoniaco mucho menos delicuescente que el sulfito: es soluble en su peso de agua á 12^o, y mucho mas á 100^o. Calentado en vasos tapados, da agua, amoniaco, y pasa al estado de sulfito ácido volátil; la magnesia lo transforma, á la temperatura ordinaria en *sulfito amoniaco magnesiano*. Estas dos sales no tienen usos. *Preparacion*. (V. §. 218).

463. *Iodato de amoniaco*. No existe en la naturaleza: se obtiene en forma de cristalitos en granos. Calentado sobre una plancha de hierro ó puesto sobre las ascuas, detona con silvido, y da una luz débil de color de violeta y vapores de iodo. No tiene usos. (GAY-LUSSAC.) *Preparacion*. Segundo método (V. §. 202.)

464. *Clorato de amoniaco* (muriato sobre oxigenado de amoniaco). Es siempre producto del arte, y cristaliza en agujas finas que tienen un sabor muy picante: parece volátil. Calentándolo, se descompone y da cloro, gas azoe, y *muy poco gas oxígeno*; se forma al mismo tiempo agua y ácido hidro-clórico, que se une á una porcion de amoniaco no descompuesto. Estos resultados se explican con facilidad, admitiendo que el ácido clórico, compuesto de oxígeno y de cloro, se descompone enteramente, y que el amoniaco, formado de hidrógeno y de azoe, no se descompone sino en parte. Fulmina sobre un cuerpo caliente y produce una llama roja. No tiene usos (VAUQUELIN.) *Preparacion* (V. §. 224.)

465. *Nitrato de amoniaco* (*nitrum flammans.*) No se halla en la naturaleza: cristaliza en agujas prismáticas, ó en prismas largos de 6 lados, flexibles, lisos como raso, y estriados, que suelen terminar en pirámides de 6 caras, y tienen un sabor fresco acre, picante, orinoso, y son algo delicuescentes y solubles en dos partes de agua á 15^o: este líquido, á la temperatura de 100^o, puede disolver dos veces su peso. Si se calienta en una retorta de vidrio, á que se añada un tubo encorvado á propósito para recoger los gases, se funde en su agua de cristalización, pierde una porcion de amoniaco, y se transforma en agua y en

gas protóxido de azoe. Si se echa el nitrato de amoniaco en un crisol hecho ascua, se inflama, se descompone y da agua, gas azoe, y gas deutóxido de azoe (gas nitroso.) No se emplea esta sal sino en la preparacion del protóxido de azoe. *Preparacion* (V. §. 226.)

466. *Nitrato amoniacal-magnesiano.* Es siempre producto del arte, y menos delicuescente y soluble que las sales que lo componen. No tiene usos.

467. *Hidro-clorato de amoniaco* (sal amoniaco.) Se encuentra en la orina del hombre, en el estiércol de los camellos, y de algunos otros animales, en las inmediaciones de los volcanes, en algunos montes de la Tartaria y del Tiber, y en algunos lagos. Es sólido, blanco, tiene un sabor acre, picante, orinoso; es algo elástico, ductil é inalterable al aire. Se disuelve en poco menos de 3 partes de agua á 15°; el agua hirviendo disuelve mucho mas. Evaporando esta disolucion se obtienen prismas en agujas agrupados como las barbas de una pluma. Expuesto á la accion del calórico, se funde y se sublima en romboides, si la operacion se hace lentamente; de lo contrario se condensa en una masa mas ó menos espesa.

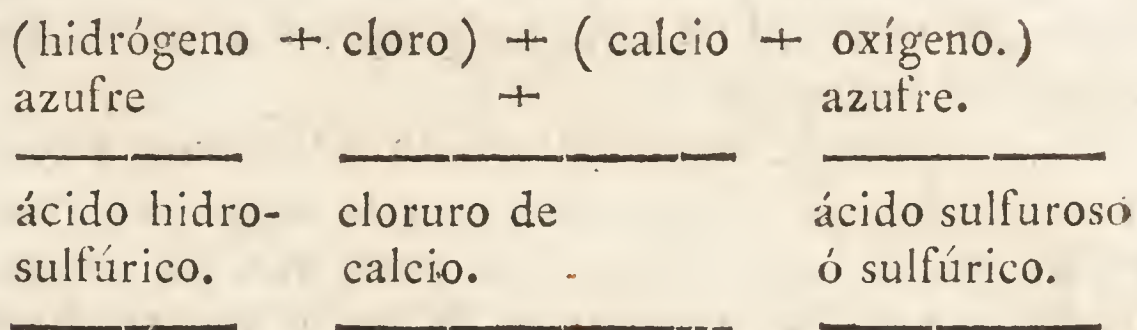
468. Si se hace entrar cloro geseoso en una solucion de sal amoniaco, preparada con una parte de sal y 20 partes de agua, queda absorbido el cloro desde luego; poco despues se enturbia la disolucion, se desprenden muchas burbujas de gas, y se forman gotas de un líquido oleaginoso de color leonado, de olor picante insoportable, cuyo peso específico es de 1,653. DULONG descubrió este líquido, que se compone de cloro y de azoe, que es muy volátil y detona con la mayor violencia y con desprendimiento de calórico y de luz á la temperatura de 30°, ó poniéndolo en contacto con fósforo. *Teoría de su formacion.* A una porcion del amoniaco de la sal empleada la descompone el cloro, que se apodera de su hidrógeno; el azoe libre se une á cierta cantidad de cloro y produce este líquido detonante.

Modo de prepararle. Se toma un embudo de cristal, cuyo extremo no ha de tener mas que una pequeña abertura, y se ha de colocar en el mercurio: se echa en el embudo bastante cantidad de una disolucion de sal amoniaco hasta que esté casi llena toda su capacidad; y por medio de un tubo de cristal que se introduce en el líquido, y que baja hasta el fondo del embudo

se echa una disolucion concentrada de sal comun, que siendo mas pesada que la disolucion de sal amoniaco, ocupa la parte inferior del embudo. Dispuesto ya el aparato de este modo, se echa cloro por medio de un tubo encorvado que se introduzca en la capa superior que forma la sal amoniaco, pero que no llegue á la capa inferior de la sal comun: al paso que se forma el cloruro se va precipitando, atravesando la capa inferior de sal comun, y cayendo al fondo del embudo en el mercurio. No se podria obtener limitándose á saturar de cloro una solucion de sal amoniaco contenida en una probeta, porque esta sal la descompone. Se ha de disponer el aparato de manera que el cloruro quede separado de la solucion al paso que se forma.

469. Si se introduce en una retorta de vidrio perfectamente seca una mezcla hecha con una parte de cal viva, una parte de sal amoniaco y media parte de azufre; si se pone la retorta en un horno de reverbero y se hace comunicar su cuello con una *alargadera* y un recipiente vitubulado igualmente secos; si en uno de los túbulos del recipiente se pone un tubo muy alto que no permita la entrada del aire exterior en el aparato, se advertirá, cuando por grados se haga subir el calor hasta el grado de *rojo*, que se produce un líquido amarillo volátil que se condensa en el recipiente, enfriándolo con paños mojados. Este líquido, agitado por 7 ú 8 minutos con azufre en polvo, disuelve este cuerpo, se espesa, toma un color mas subido, y constituye el *hidro-sulfato sulfurado de amoniaco* (licor fumante de BOYLE). Queda en la retorta, segun VAUQUELIN, cloruro de calcio (muriato de cal), sulfuro de cal y sulfato ó sulfito de cal. *Teoría.* Antes de exponer lo que pasa en esta operacion complicada, debemos advertir, 1º que el hidro-clorato de amoniaco que se emplea no tiene un átomo de agua: 2º que no se descompone el amoniaco de este hidro-clorato, pues que no se desprende una burbuja de azoe: 3º que es imposible hacer el licor de BOYLE, sosituyendo al hidro-clorato de amoniaco una sal amoniacal que no contenga ácido hidro-clórico, como seria por ejemplo el sulfato de amoniaco (VAUQUELIN). Estas consideraciones nos obligan á admitir que el ácido hidro-sulfúrico, que compone en parte el licor de BOYLE, no se puede haber formado sino á costa del hidrógeno, del ácido hidro-clórico, de la sal amoniaco que se

descompone. He aqui como se pueden concebir los fenómenos de esta operacion: la cal descompone el hidro-clorato de amonico, queda el amoniaco aislado, y se trasforma en hidro-clorato de cal, que podemos representar por:



El ácido hidro-clórico y una porcion de cal (óxido de calcio) se descomponen: el azufre, que es parte de la mezcla, se apodera por una parte del hidrógeno del ácido para formar ácido hidro-sulfúrico, que se une con el amoniaco; por otra parte se combina con el oxígeno del óxido de calcio para producir ácido sulfuroso ó ácido sulfúrico: el cloro y el calcio se unen y constituyen el cloruro, que hemos dicho que forma la mayor parte del residuo; finalmente, otra porcion de azufre se junta con la cal no descompuesta y la trasforma en sulfuro de cal. Esta teoría, muy diferente de la que se ha dado hasta el dia, nos parece explicar los hechos que ha observado VAUQUELIN (V. *Hidro-sulfato sulfurado de amoniaco* para las propiedades del licor de BOYLE).

Se emplea la sal de amoniaco para descostrar los metales, para los tintes &c.; sirve para preparar el amoniaco, el subcarbonato de amoniaco, el licor de BOYLE &c. Se debe mirar como estimulante, fundente y sudorífica. Junta con la quina ó el extracto de genciana, en la dosis de 24 á 36 granos, se suele emplear con buen efecto en las calenturas intermitentes, y en particular en las cuartanas: disuelta en las tisanas sudoríficas aumenta la transpiracion cutánea. Se aplica en lo exterior como resolutiva en muchas afecciones cutáneas, en los reumatismos crónicos, en las *obstrucciones* atónicas de las articulaciones, en las gotas antiguas, en que no se hayan formado *tofós*, &c. Se ha abandonado geneneralmente en las enfermedades sifilíticas. En otro tiempo entraba en la composicion de la piedra infernal de FALOPPIO, en el unguento catterético de BARBETTE, aunque no tiene por sí mismo virtud

corrosiva. SMIT tiene probado que á su aplicacion sobre el tejido celular de los perros se seguian vómitos, síntomas de embriaguez y la muerte: una dracma y 20 granos de esta sal sobre la pierna de un perro pequeño de un pie de alto, bastaron para hacerlo perecer en 12 horas: abierto el cadáver se halló una multitud de ulceritas gangrenosas en la membrana mucosa del estómago.

Preparacion. Se mezcla el sulfato de amoniaco con hidrociorato de sosa (V. *Preparacion de este sulfato*), y resulta sulfato de sosa é hidrociorato de amoniaco. Se evapora esta mezcla para obtener cristalizada la mayor parte del sulfato de sosa. Se decanta el agua madre, que contiene todo el hidrociorato de amoniaco, y una porcion de sulfato de sosa; se seca por la evaporacion; se pone la masa en recipientes de cuello largo colocados en hornos, de manera que la parte superior del cuello esté fuera del horno y en contacto con el aire frio: se calienta por grados, por espacio de tres dias; se rompen los recipientes para recoger el hidrociorato de amoniaco que se halla sublimado en su parte superior. Hacia el tercer dia es necesario meter de cuando en cuando una vara de hierro en el cuello de estos vasos para impedir que lo obstruya la sal que se volatiliza. En Egipto se quema el estiércol de los camellos secado al sol, y se calienta en un aparato semejante al que acabamos de describir: el hollin que proviene de esta operacion, contiene hidrociorato de amoniaco.

470. *Hidro-clorato amoniacal magnesiano.* Nunca se halla esta sal en la naturaleza: tiene un sabor amargo y orinoso; es delicuescente, muy soluble en el agua, descomponible al fuego, y no tiene usos.

Preparacion. Se obtiene echando amoniaco en hidrociorato de magnesia disuelto: se filtra para separar la porcion de magnesia precipitada y se deja evaporar el líquido.

471. *Hidriodato de amoniaco.* Esta sal es siempre producto del arte: se obtiene cristalizada en cubos; es muy soluble y delicuescente: calentándola en vasos tapados se descompone y se sublima en parte; la porcion sublimada es blanca cenicienta. Esta descomposicion es mucho mas notable, si esta sal está en contacto con el aire. No tiene usos. *Preparacion.* (primer método. V. §. 202).

472. *Hidro-sulfato de amoniaco*. Esta sal parece ser un producto del arte: la que se halla en los lugares comunes está en estado de hidro-sulfato sulfurado. Cristaliza en agujas ó en láminas cristalinas: es muy soluble en el agua, particularmente cuando contiene un exceso de amoniaco: es muy volátil: expuesta al aire absorbe el oxígeno, amarillea, y pasa al estado de hidro-sulfato sulfurado. Se usa como reactivo. *Preparacion*. (V. §. 235).

473. *Hidro-sulfato sulfurado de amoniaco* (licor fumante de BOYLE). Es líquido, de color oscuro rojizo, de consistencia casi de jarabe, de sabor y olor desagradables. Puesto en contacto con el aire, ó con el gas oxígeno seco ó húmedo, exhala vapores blancos, mas ó menos espesos; fenómeno que no se verifica, si se pone bajo una campana llena de gas hidrógeno ó de gas azoe; parece, pues, que la formación de estos vapores pende del gas oxígeno. Se ignora cómo obra esta sal sobre dichos gases: puede ser que se transforme en sulfito de amoniaco. Se usa como reactivo. *Preparacion*. (V. *Hidro-clorato de amonico*).

474. *Hidro-florato de amoniaco* (fluato). No se halla en la naturaleza: es con exceso soluble en el agua, difícil de cristalizar; tiene un sabor muy picante. Cuando se calienta pasa al estado de hidro-florato ácido que en breve se volatiliza. No tiene usos. *Preparacion*. (V. §. 239.).

475. *Ftoro-borato de amoniaco* (fluoborato). Se conocen tres especies de esta sal, la una sólida y las dos líquidas: estas contienen mas amoniaco, y así se consolidan cuando llega á desprenderse este cuerpo por la acción del calor. *Preparacion*. (V. §. 202, primer método).

DE LOS METALES DE LA TERCERA CLASE.

Estos metales, en número de cuatro, á saber, el manganeso, el zinc, el hierro y el estaño descomponen el agua á un calor rojo: los tres primeros la descomponen tambien en frio: la descomposicion con el manganeso, á la temperatura ordinaria, es mas rápida. Absorven el oxígeno á la temperatura mas alta: y dan óxidos cuyo color varía, y que no se pueden reducir al calor de nuestros hornos. El ácido sulfú-

rico concentrado no obra sobre ellos en frio; pero si se levanta la temperatura, se descompone en parte, le cede una porcion de su oxígeno, pasa al estado de gas ácido sulfuroso, y el óxido formado se combina con la porcion de ácido sulfúrico no descompuesto. El ácido *nítrico* concentrado obra rápidamente sobre todos los metales de esta clase, se descompone en parte, los oxida, y *suelen* disolver el óxido formado. Para concebir lo que pasa en esta operacion. (*V. la teoría de la estraccion del gas deutóxido de azoe*).

Sucede á veces que el óxido formado no es capaz de combinarse con el ácido nítrico, y veremos al tratar particularmente de estos metales que en ciertas circunstancias se descompone el agua que entra en la composicion del ácido, y entonces se produce nitrato de amoniaco. El ácido *hidro-clórico* líquido disuelve estos metales despues de haberlos oxidado; pues en efecto se descompone el agua, su oxígeno se combina con el metal y se desprende el hidrógeno.

OXIDOS DE LA TERCERA CLASE.

Estos óxidos son diez: tres forma el manganeso, dos el zinc, tres el hierro, y los dos restantes el estaño: todos son sólidos, de color variable, insolubles en el agua, y no tienen accion sobre la infusion de girasol, ni sobre el jarabe de violetas. Todos son solubles en la potasa ó en la sosa, excepto los de hierro. La accion que ejercen sobre los ácidos es varia.

DE LAS SALES DE LA TERCERA CLASE.

La potasa, la sosa y el amoniaco precipitan las sales solubles de esta clase. Los hidro-sulfatos solubles y el hidro-cianato de potasa y de hierro (prusiato de potasa y de hierro) las precipitan igualmente, y los precipitados tienen diversos colores.

DEL MANGANESO.

476. El manganeso no se hallado nunca en la naturaleza en estado nativo. Existe 1º combinado con el oxígeno: 2º con el oxígeno y el ácido carbónico ó el ácido fosfórico. Es sólido, blanco, amarillento, mucho mas brillante que el hierro muy duro, y granuloso. Su peso específico es de 6,85.

Calentado en vasos tapados no se funde el manganeso sino á la temperatura de 160º del pirómetro de WEDGWOOD. Si está en contacto con el *aire* ó con el gas *oxígeno*, se oxida con desprendimiento de calórico y de luz, lanza chispas en todas direcciones, y se trasforma en deutóxido, si la temperatura es muy alta. Estos gases húmedos lo hacen pasar igualmente al estado de óxido á la temperatura ordinaria, pero mucho mas lentamente y sin desprendimiento notable de calórico y de luz.

El *hidrógeno*, el *boro* y el *carbono* no ejercen sobre él acción alguna. El fósforo se puede combinar con él á una temperatura alta, y dar un fosfuro blanco, brillante, muy quebradizo, mas fundible que el manganeso, que se trasforma en fosfato cuando se calienta con gas oxígeno ó aire. No se llega sino con la mayor dificultad á combinar directamente el *azufre* con el manganeso que se puede obtener por el segundo método (V. §. 180). Este sulfuro es mate, insípido, mas fundible que el manganeso, inalterable al aire, indescomponible al calor, á menos que no esté en contacto con el aire ó con el gas oxígeno; porque entonces pasa al estado de sulfato ó de deutóxido, segun es mas ó menos alta la temperatura, y se desprende gas ácido sulfuroso. Se forma, segun VAUQUELIN, de 100 partes de metal y de 34,23 de azufre.

Suponiendo que esté compuesto de un átomo de azufre, cuyo peso es 2, y de dos átomos de manganeso, que pesan 7, se formará de 100 partes de manganeso y 28,57 de azufre.

Se ignora como obra el *iodo* sobre este metal. Calentado y puesto en contacto con el *cloro* gaseoso, le absorve, se pone rojo, y se trasforma en cloruro de manganeso sólido, verdoso, escamoso, brillante, fundible y capaz de descomponer el agua y pasar al estado de proto-hidro-clorato soluble. Este cloruro se forma segun JOHN DAYY de 100 partes de cloro

y 85,18 de manganeso. El manganeso no tiene accion sobre el azoe.

Descompone el agua á todas las temperaturas y se oxida: esta descomposicion se opera en pocos minutos, aun en frio, si el metal está pulverizado finamente. No tiene accion sobre el gas *óxido de carbono*, pero quita el oxígeno al *protóxido de azoe*, y probablemente ejerce la misma accion sobre el *deutóxido de azoe*. No descompone al parecer el ácido *bórico*. Se ignora como obra sobre el gas ácido *carbónico*: se apodera del oxígeno del ácido *fosfórico* á una temperatura alta. No descompone el ácido sulfúrico concentrado, sino con el auxilio del calor; y resulta gas ácido sulfuroso y proto-sulfato de manganeso. Se obtiene el mismo sulfato empleando el ácido sulfúrico flojo; pero en este caso se descompone el agua, y de consiguiente hay desprendimiento de gas hidrógeno. Se ignora como obran sobre este metal los ácidos *sulfuroso*, *iódico* y *clórico*: el ácido *nítrico* lo descompone en parte, trasformándolo en protóxido, que se disuelve en la porcion de ácido no descompuesto. Al gas ácido *hidro-clórico* lo descompone tambien este metal á una temperatura alta, se forma cloruro de manganeso, y queda el hidrógeno aislado. Si el ácido se disuelve en el agua se descompone esta; se oxida el metal para disolverse en el ácido, y se desprende el hidrógeno en estado de gas. El manganeso no tiene usos.

Peso de un átomo de manganeso. El protóxido de manganeso se forma, al parecer de 100 partes de manganeso y 28,75 de oxígeno: y suponiendo que esté compuesto de un átomo de oxígeno cuyo peso es 1, y de otro átomo de metal, el peso de este será 3,5.

477. *Extraccion.* Se opera sobre el peróxido de manganeso con el ácido hidro-clórico líquido para quitarle el carbonato de hierro. Cuando está lavado y seco, se hace con el una masa, mezclándolo con polvos de imprenta y aceite; se le da la figura de una bola que se calienta en un crisol brasado y tapado con una cobertera: este crisol debe estribar con solidez en la regilla de un horno de fragua, y se le ha de dar por espacio de hora y media un fuego muy violento con un buen fuelle: el oxígeno del óxido pasa al carbono, y el metal queda aislado.

DE LOS OXIDOS DE MANGANESO.

Se conocen tres óxidos de manganeso.

478. *Protóxido*. Es producto del arte; es verde cuando está seco, pero en breve se pone moreno: es blanco cuando está unido al agua: absorve fácilmente el gas oxígeno y se pone moreno. Se puede reducir á oxígeno y manganeso con el soplete de gas de BROOKS (CLARKE). Se disuelve en los ácidos sulfúrico, nítrico é hidro-clórico, y forma sales. No tiene usos.

Se obtiene descomponiendo la disolución de proto-sulfato ó de proto-hidro-clorato de manganeso por medio de la potasa, la sosa ó el amoniaco; se lava el óxido, que se precipita, con agua privada de aire, y se guarda en frascos.

Composicion. BERZELIUS y ARVIDSON han hallado que se compone de 100 partes de metal y 28,105 de oxígeno: sin embargo, atendiendo á las análisis del sulfato y carbonato de protóxido de manganeso, se ve que la cantidad de óxido que saturan estos ácidos es 4,5: en este caso, si el óxido está formado de un átomo de oxígeno y otro de metal, deberá componerse de 100 de metal y 28,75 de oxígeno.

479. *Deutóxido*. Se halla combinado con el agua en estado de hidrato en Udenas en Westrogothia: es negro, descomponible al calor del soplete de gas de BROOKS, (segun CLARKE); capaz de absorber oxígeno y de pasar al estado de tritóxido á un calor inmediato al rojo oscuro. Con el ácido sulfúrico ó nítrico se descompone, se trasforma en protóxido, que se disuelve en los ácidos para formar proto-sulfato, proto-nitrato, y en peróxido que se precipita. El ácido hidro-clórico queda en parte descompuesto por él, y lo descompone; el hidrógeno del ácido se combina con una porcion del oxígeno del deutóxido para formar agua; el cloro se desprende y el protóxido que resulta se disuelve en el ácido no descompuesto. Se forma, segun BERZELIUS y ARVIDSON de 100 partes de metal y de 42,16 de oxígeno. No se emplea sino en los laboratorios. Se obtiene descomponiendo el proto-nitrato de manganeso á un calor rojo moreno, ó haciendo que se ponga moreno el protóxido al aire.

480. *Peróxido de manganeso*

Este óxido está muy repartido en la naturaleza, existe en forma de agujas brillantes en el departamento de la Mosela en Francia, en Bohemia, en Sajonia, en Hartz; en forma de masas cerca de Perigueux, en el departamento de Vosges, cerca de Macon &c.; rara vez es puro. Las sustancias que lo suelen acompañar son los carbonatos de cal, de hierro, de silex, á veces la barita, el agua y el fluato de cal. Es moreno negruzco; no tiene accion sobre el aire ni sobre el gas oxígeno: se trasforma en deutóxido y en gas oxígeno, á un calor superior al rojo cereza (V. §. 484), y segun CLARKE, en manganeso y en oxígeno, si se expone á la accion del soplete de BROOKS. Lo descompone el azufre á una temperatura alta, y se forma gas ácido sulfuroso y sulfuro de manganeso. Se disuelve en frio en el ácido sulfúrico concentrado ó poco dilatado. Con el ácido hidro-clórico pasa al estado de protóxido como el precedente, y se disuelve en el ácido no descompuesto.

Accion de los álcalis sobre el peróxido de manganeso. SCHELE fue el primero que probó que cuando se calienta una parte de manganeso con 7 ú 8 partes de potasa, se funde la mezcla y da á los 20 ó 25 minutos una masa verde que se llama *camaleon mineral*. EDWARDS y CHEVILLOT acaban de demostrar que la sosa, la barita y la estronciana producen el mismo efecto. ¿De que naturaleza son estos diversos camaleones? Los químicos creian que el camaleon de potasa que era el único que se conocia antes de las observaciones de EDWARDS y CHEVILLOT, se componia de potasa y de un óxido de manganeso, mucho menos oxidado que el peróxido que se usa para prepararlo: y habian creido tambien que se podian explicar las mutaciones que experimenta al aire, suponiendo que el óxido poco oxidado se apoderaba del oxígeno de la atmósfera: pero se echa de ver fácilmente que esta opinion carece de fundamento; porque cuando se calientan en un tubo encorvado potasa pura y peróxido de manganeso, tambien puro, y sin el contacto del aire ó del gas oxígeno, no se forma mas que un poco ó nada de camaleon verde. Si se calientan en una campanita corva, que contenga gas oxígeno, potasa cáustica por el alcohol, y peróxido de manganeso puro, se forma el camaleon muy pronto á un calor suave, hay absorcion del gas oxígeno, y se

desprende el agua de la potasa: la cantidad de oxígeno absorbida se aumenta hasta cierto término, al paso que se aumenta la cantidad de peróxido de manganeso (1). De consiguiente el camaleon de potasa se forma de *peróxido, de manganeso, de oxígeno, de potasa y agua*: siendo probable que el peróxido de manganeso, al absorber el oxígeno, se transforma en un ácido que se podrá llamar *manganésico*, y en este caso, el camaleon será un *manganesiato de potasa*.

481. *Propiedades del camaleon de potasa*. Hay cierto número de camaleones de potasa; pero aquí nos limitaremos á dos: á saber, el camaleon rojo y el verde.

482. *Camaleon rojo*. Se presenta en forma de agujas, mas ó menos largas, de color de violeta brillante, ó con una tinta oscura. Es neutro, y por consiguiente no tiene exceso de potasa. Si se calienta en un tubo encorvado se transforma en gas oxígeno, en peróxido de manganeso y en camaleon verde (manganesiato de potasa con exceso de álcali). Es evidente que una porcion de ácido manganésico se ha descompuesto, en este experimento, al paso que la otra porcion queda unida á toda la potasa para formar el camaleon verde. Si se calientan con el *camaleon rojo*, el hidrógeno, el fósforo, el azufre, el carbon, el arsénico y el antimonio, le descomponen con mas ó menos energía, se apoderan de la mayor parte del oxígeno del ácido manganésico, y le mudan en *protóxido verde*, cuya descomposicion se verifica algunas veces con solo tritularlo, y casi siempre con detonacion. Si se echa en agua el camaleon rojo la pone de un hermoso color de violeta: bastan algunos átomos para dar color á una gran cantidad de agua; y si se echa en una disolucion concentrada de *camaleon rojo* otra disolucion igualmente concentrada de *potasa*, se hace que pase al rojo subido, al indigo, al azul y al verde, transformádola de este modo en *camaleones* con exceso de álcali, ó en sub-manganesiatos: en la aparicion de estos matices influyen singu-

(1) Para evitar todo motivo de error, se aseguraron EDWARDS y CHEVILLOT de que la misma cantidad de potasa, calentada al mismo grado, absorbe menos cantidad de oxígeno cuando está mezclada con peróxido de manganeso.

larmente las cantidades de álcali y agua, la temperatura y la agitacion. Cuando se espone al aire la disolucion del camaleon rojo acaba descomponiéndose enteramente, precipitando un polvo de color leonado; fenómeno que depende de que el oxígeno del ácido manganésico se combina con el hidrógeno y el carbono de los cuerpecillos vegetales y animales que flotan en el aire: tambien se forma agua y ácido carbónico.

Preparacion del camaleon rojo. Se calientan en gas oxígeno, ó en contacto del aire, *partes iguales* de peróxido de manganeso y de potasa pura; y despues de haber estado la mezcla por espacio de 20 ó 25 minutos á un calor rojo, se quita del fuego, se deja enfriar y se pone agua: por este medio se obtiene una disolucion roja, ó á lo menos una disolucion muy cargada de camaleon verdē, que pasa á roja, dando un precipitado: se decanta y se evapora con rapidez hasta que se forman agujas pequeñas: se expone despues el líquido á un calor inferior al del agua hirviendo, y se obtienen cristales de color rojo mas ó menos subido.

483. *Del camaleon de potasa verde.* Si en vez de poner partes iguales de peróxido y de potasa, se toman 7 partes de álcali y una de óxido, se obtiene el camaleon verde, ó el manganesiato de potasa con el mayor exceso posible de álcali.

Propiedades. No es del todo soluble en agua cuando se echa en este líquido, queda siempre una parte de óxido en el fondo de la vasija: la porcion disuelta da al líquido un color verde; y puesto en frascos cerrados este líquido, pasa al color azul y depone un polvo fino amarillo. Si cuando aun está verde, se mezcla con agua fria, ó mejor todavía con agua hirviendo, ó con ácido carbónico, toma el color rojo y presenta una serie de colores que estan en el orden del arco iris, á saber: el verde, azul, violeta, añil, púrpura y rojo (CHEBREUL.) Estos reactivos obran apoderándose del exceso de potasa del camaleon verde, y trasformándole en *manganesiato de potasa neutro* (camaleon rojo). Por la misma razon los ácidos le ponen de color de rosa. Cuando se echa camaleon verde en una disolucion neutra de camaleon rojo, aquel cede una porcion de potasa á este, y por necesidad ha de haber cambio de color.

Usos del peróxido de manganeso. Se usa: 1.º para preparar el gas oxígeno, el cloro y varias sales de manganeso: 2.º para la construcción de las pilas ó columnas de ZAMBONI: y 3.º para fabricar vidrio. Se usa en la medicina de un unguento compuesto de dos partes y media de peróxido de manganeso y cinco partes de manteca: se aplica en las enfermedades crónicas de la piel, como la sarna, herpes, tiña &c. JADELOT obtuvo efectos notables en la última de estas afecciones. DIONISIO MORELOT cree que es mas útil en las herpes ulceradas que en los miliars y escamosas.

Composicion. BERCELIUS y ARVIDSON creen que esté formado de 100 partes de metal y 56,21 de oxígeno; y suponiendo que esté compuesto de un átomo de manganeso y dos de oxígeno, contendrá unas cien partes de metal y 57,5 de oxígeno.

Preparacion. Se hace digerir por espacio de veinte ó veinte y cinco minutos el peróxido que se halla en la naturaleza con ácido hidro-clórico dilatado en su peso de agua á fin de descomponer los carbonatos de hierro y de cal que comunmente contiene: se decanta la disolucion y se lava el residuo.

484. Sin contar los tres óxidos de que acabamos de hablar, ARVIDSON admite otro de color rojo, que considera formado de protóxido y deutóxido, en el cual ha encontrado 100 partes de manganeso y 37,47 de oxígeno.

DE LAS SALES QUE FORMA EL PROTOXIDO DE MANGANESO.

485. Estas sales no tienen color cuando estan bien purificadas. Las que son solubles en el agua se precipitan en blanco, 1.º con la potasa, la sosa y el amoniaco; el óxido precipitado amarillea pronto, y acaba por ennegrecerse, absorbiendo el oxígeno del aire. Se puede hacer pasar inmediatamente á negro, echándole una disolucion de cloro, en cuyo caso se descompondrá el agua, trasformará su oxígeno el protóxido en *trioxido* negro, y el hidrógeno hará pasar el cloro al estado de ácido hidro-clórico. Si se echa sobre el protóxido precipitado un exceso de amoniaco, se disolverá, y se obtendrá una sal doble de manganesa y de amoniaco; 2.º con los hidro-sulfatos de potasa, de sosa y de amoniaco, el precipitado es hidro-sulfa-

to de manganeso mas ó menos sulfurado: 3º con el hidro-cianato de potasa y de hierro (prusiato): 4º con los carbonatos y sub-carbonatos de potasa y de sosa: el carbonato precipitado no muda de color: 5º con los fosfatos y los boratos solubles. El agua saturada de ácido hidro-sulfúrico no los enturbia

486. *Carbonato de protóxido de manganeso.* Se halla en Transilvania; es mas duro que el vidrio; es blanco, rojo ó amarillo: el que produce el arte es siempre blanco: es insípido é insoluble en el agua. Calentado en un tubito sin el contacto del aire, se descompone en gas ácido carbónico y en protóxido verde; pero si tiene el contacto del aire, da deutóxido de manganeso rojo moreno. No tiene usos. *Preparacion.* (V. §. 207.)

487. *Proto-fosfato de manganeso.* Se encuentra cerca de Limoges, combinado con gran cantidad de fosfato de hierro, que le dan un color moreno ó rojizo: se ha examinado poco.

488. *Proto-sulfato de manganeso.* Es producto del arte, se obtiene en prismas romboidales transparentes, blancos, amargos, estípticos, descomponibles á el fuego, y muy solubles en el agua. No tiene usos.

Preparacion. Se puede obtener con el ácido sulfúrico debilitado y el metal; pero por lo comun se prepara haciendo que hierva el deutóxido puro con el ácido dilatado en su peso de agua.

489. *Proto-nitrato de manganeso.* No se halla en la naturaleza: es blanco, delicuescente, muy soluble en el agua, cristaliza dificilmente, y no tiene usos.

Preparacion. Se puede obtener por el quinto método (Véase §. 202.), ó bien calentando el deutóxido y el ácido, y por último, tambien puede prepararse operando con el ácido dilatado en agua, en una mezcla de peróxido y goma, ó azucar, ó otra sustancia cualquiera avida de oxígeno, y capaz de poner al peróxido en estado de protóxido.

490. *Proto-hidro-clorato de manganeso.* Es producto del arte, blanco, y de sabor astringente: cristaliza cuando se abandona á sí mismo; atrae la humedad del aire, y se disuelve muy bien en al agua: secándolo se trasforma en cloruro. No tiene usos.

Preparacion. Se puede obtener con el metal y el ácido débil; pero lo mas comun es prepararle calentando el peróxido

ó deutóxido con el ácido hidro-clórico : con lo cual se desprende el cloro, y queda la sal disuelta.

491. *Proto-hidro-sulfato*. No se halla en la naturaleza : es blanquecino, insípido, insoluble en el agua, y no tiene usos.

No se conocen el borato, el sulfito, el fosfito, el hipofosfito, el iodato, el clorato, el nitrito ni el hidriodato de protóxido de manganeso.

No se conocen sales de deutóxido de manganeso. (V. *Deutóxido*.)

*DE LAS SALES QUE FORMA EL PEROXIDO
DE MANGANESO.*

492. Este óxido no se puede combinar sino con el ácido sulfúrico concentrado, ó poco dilatado en agua. Tambien piensan algunos químicos que la disolucion que se obtiene, no contiene peróxido, sino que la forma el deutóxido. Sea lo que quiera, esta disolucion es de color rojo violeta : el agua la precipita en amarillo moreno, particularmente cuando se ha preparado á un calor suave. El ácido nitroso concentrado, el ácido sulfuroso, el ácido hidro-sulfúrico, y el hidro-clorato de protóxido de estaño, la quitan repentinamente el color : se apoderan de una porcion de oxígeno del óxido, y la vuelven al estado de sulfato de protóxido de manganeso.

Preparacion. Se opera en frio con el peróxido de manganeso sobre el ácido sulfúrico concentrado ó dilatado en agua, y por medio de un calor suave, se llega á disolver mayor cantidad de óxido.

DEL ZINC.

Nunca se halla en la naturaleza este metal en estado de pureza : se encuentra, 1^o en estado de calamina, que no es mas que el óxido de zinc hidratado, unido á veces al silex : 2^o en estado de blenda (sulfuro de zinc y de hierro). MACQUART halló en Siberia una mina de zinc, que reconoció VAUQUELIN ser carbonato. El zinc es un metal sólido, blanco azulado, de estructura laminosa, dúctil, y sobre todo maleable, poco duro. Su peso específico es de 7,1.

493. Calentado en una retorta de barro sin el contacto del aire, se funde antes de llegar al calor rojo, y no tarda en vo-

latilizarse si se calienta mas: el vapor que resulta se condensa en parte en el cuello de la retorta, y parte en el recipiente, en el que se ha puesto agua. Si el zinc fundido está en contacto con el gas oxígeno, y se agita, absorve este gas con energía, y lo consolida: hay desprendimiento de calórico, y se produce una llama blanca algo azulada, en extremo brillante: el zinc pasa al estado de óxido blanco. El *aire atmosférico* obra sobre él del mismo modo, aunque con menos intension; como se puede ver fundiendo este metal en un crisol abierto, y agitándolo en él; el óxido blanco formado lleva el aire á la atmósfera á causa de su ligereza, y es evidente que en este experimento queda el azoe aislado. El *hidrógeno*, el *boro* y el *carbon* no ejercen sobre el zinc accion alguna.

494. El *fósforo* no parece que tiene la mayor tendencia á unirse con este metal; bien que se puede hacer esta combinacion echando poco á poco fósforo, y una corta cantidad de resina sobre el zinc fundido: esta se opone á la oxidacion del metal: el *fosfuro* que resulta es brillante, tiene el blanco del plomo, es tan fundible como el zinc, y exhala un olor de ajo cuando se aplasta con el martillo. El *azufre* á una temperatura alta, se puede combinar con este metal y producir un sulfuro sólido, deslucido, sin sabor, menos fundible que el metal, descomponible al fuego, y que se apodera del oxígeno del aire á una temperatura alta. El sulfuro natural que se halla principalmente en Francia, en los departamentos de Isere, del paso de Calais, de las costas del norte, y de los altos Pirineos, y que tiene el nombre de *blenda*, es amarillo, rojizo, moreno ó negro, segun la cantidad de óxido de hierro que contiene: pierde el azufre, si se pone en un crisol á la accion del soplete de BROOKS (CLARKE), el metal se oxida y se volatiliza. Se forma de 59,09 de zinc, de 28,86 de azufre, y de 12,05 de hierro (THOMSON). Se emplea para preparar en grande el sulfato de zinc. El *iodo* se combina fácilmente con este metal en polvo, aun á una temperatura poco alta: el *ioduro* de zinc es muy fundible, y se volatiliza en hermosos prismas cuadrangulares. Es delicuescente y muy soluble en el agua, pero la descompone; y apoderándose el zinc de su oxígeno, pasa al estado de óxido, y el iodo forma con el hidrógeno ácido hidriódico que disuelve el óxido metálico. Se forma de 100 par-

tes de iodo y 26,57 de zinc, ó de un átomo de zinc, cuyo peso es 4,125, y de otro de iodo que pesa 15,625.

495. El zinc, cuya temperatura se haya levantado, absorve rápidamente el *cloro*, se consolida y trasforma en *cloruro*: hay en este experimento desprendimiento de calórico y de luz. El *cloruro* que se obtiene es blanco, fundible, volátil antes de llegar al calor rojo, y compuesto de 100 partes de zinc, y de 102 de cloro. Se disuelve en el agua, y pasa al estado de hidro-clorato. El *azoe* no tiene accion alguna sobre este metal. Si se hace pasar agua en vapor por un tubo de porcelana hecho ascua, que contenga zinc, absorve este el oxígeno, y queda el hidrógeno aislado. Tambien descompone el agua en frio, aunque con mucha mayor lentitud. El gas *óxido de carbono* no tiene accion sobre este metal: se ignora como obra sobre él el *óxido de fósforo*. El zinc descompone el *protóxido de azoe* á una temperatura alta, y es probable que opere tambien la descomposicion del *deutóxido de azoe* (gas nitroso).

No tiene accion sobre el *ácido bórico*: no se sabe como obra sobre el gas *ácido carbónico*; pero es probable que lo descompone: cuando se pone en contacto con *ácido carbónico* disuelto en agua, se descompone esta prontamente, se desprende gas hidrógeno, y se disuelve en el ácido el metal oxidado. A una temperatura muy alta quita el oxígeno al *ácido fosfórico*. El *ácido sulfúrico* concentrado, cede una porcion de su oxígeno al zinc, cuando se calienta la mezcla, y se trasforma en gas *ácido sulfuroso*, mientras que el metal oxidado pasa al estado de sulfato, combinándose con el ácido no descompuesto. Si el *ácido sulfúrico* está muy debilitado por el agua, se descompone esta con rapidez en frio, con desprendimiento de gas hidrógeno y formacion de sulfato de zinc. Se ignora como obra sobre este metal el gas *ácido sulfuroso*. El *ácido clórico* lo disuelve, sin que se desprenda ningun gas: el agua no queda descompuesta: ¿no se pudiera suponer, como dice VAUQUELIN, que al zinc lo ha oxidado el oxígeno de una porcion de *ácido clórico*, que se descompusiese, y mirar este producto como una combinacion triple de cloro, de *ácido clórico* y de *óxido de zinc*?.. El *ácido nítrico* se descompone en parte por este metal, que le quita cierta cantidad de oxígeno, y deja aislado el *azoe* del *deutóxido* y del *protóxido de azoe*: el *óxido de zinc* formado

se combina con el ácido nítrico no descompuesto, y se transforma en nitrato. También descompone en parte al ácido nitroso, y se forma á la temperatura ordinaria hiponitrito de zinc. Calentando con este metal el gas ácido *hidro-clórico* seco, lo hace pasar al estado de cloruro, y queda el hidrógeno aislado. Si el ácido hidro-clórico contiene agua, solo esta se descompone, se desprende el gas hidrógeno, y el oxígeno hace pasar el zinc al estado de óxido, que se disuelve en el ácido hidro-clórico. El zinc descompone el gas ácido *hidro-sulfúrico*, se apodera del azufre y queda el hidrógeno aislado.

El *amoníaco* líquido y concentrado ejerce sobre este metal una acción notable que refiere menudamente DELASSONNE. Con poco calor, y aun en frío, se descompone el agua del amoníaco, su oxígeno pasa al metal, el hidrógeno se desprende, y el óxido formado se disuelve en el amoníaco: evaporada esta disolución, da cristales, de que se puede desprender amoníaco por el calor. Se emplea el zinc para hacer canelones de los tejados, baños, y para cubrir los edificios en lugar de tejado. También sirve para hacer cacerolas y otros varios utensilios; pero en nuestro modo de pensar no es prudente usarlo en las cocinas, porque está perfectamente probado que las disoluciones de sal comun, de ácido acético, de ácido oxálico y cítrico que entran en la composición de algunos alimentos, facilitan su oxidación y disolución; y una preparación de zinc puede en algunos casos ocasionar accidentes dañosos. Fundiendo la manteca de vacas en vasijas de zinc, las ataca, favorece la oxidación del metal y disuelve el óxido. Se emplea también el zinc en la construcción de la pila ó columna de VOLTA: en preparar el óxido blanco (flores de zinc), el gas hidrógeno, el latón, y una aligación de estaño, de que se hace uso para frotar los cojines de las máquinas eléctricas.

Peso de un átomo de zinc. Resulta de las diferentes análisis que hay del óxido de zinc, que está formado de 100 partes de metal y de una cantidad de oxígeno que varía desde 24,6 hasta 25. Tomando un medio entre estas valuaciones, y suponiendo que el óxido de zinc esté compuesto de un átomo de oxígeno y otro de metal, el peso de este último será 4,125.

Extracción. Se introduce en tubos de barro, tapados por una de sus extremidades, una mezcla de carbon y *calamina* cal.

cinada; estos tubos atraviesan un horno, y estan algo en declive, de suerte que su extremidad abierta esté mas alta que la otra, y comunica con otros tubos, inclinados en sentido opuesto: este es en cierto modo un aparato destilatorio, en que los primeros tubos representan la retorta, y los otros el recipiente. Se da calor fuerte: la calamina que se forma de óxido de zinc, de sílice, de agua, de un poco de óxido de hierro, de carbonato de cal y de alumina se descompone; el zinc que proviene de la descomposicion del óxido por el carbon, se sublima, se condensa en los tubos exteriores de los que se hace caer en un barreños; se hace fundir, y asi entra en el comercio. Se hace esta esplotacion en el departamento del Ourthe en Francia.

DEL ÓXIDO DE ZINC (flores de zinc, pompholix, nihil album, lana filosófica).

496. Se halla este óxido en la naturaleza, y entra mucho en la composicion de la calamina y del zinc *gahnito*: se encuentra á veces en forma de cristalitos claros. El óxido de zinc es blanco, suave al tacto, fijo cuando se calienta en vasos tapados, descomponible con la pila ó columna de VOLTA: absorve á la temperatura ordinaria el ácido carbónico del aire. Calentado fuertemente con carbon, pierde su oxígeno, y se forma gas óxido de carbono. Se combina perfectamente con los ácidos, y se disuelve muy bien en la potasa, la sosa y el amoniaco. Se compone de 100 partes de metal, y de 24,47 de oxígeno. Se debe mirar como un excelente antiespasmódico: ha sido sumamente útil en la epilepsia, en que á veces se ha dado solo y con el mejor efecto. Se puede administrar desde 6 á 8 granos al dia, y hasta media dracma, mezclado con azúcar, goma ú otros polvos, y dividido en varias tomas: se da á veces junto con el *beleño* para ciertas nevralgias rebeldes de la cara. Se hacen tomar regularmente dos píldoras al dia, compuestas de un grano de óxido de zinc y de igual cantidad de extracto de *beleño* ó de valeriana, y se aumenta progresivamente la dosis. La *tutia*, que es el óxido de zinc ciniciento, é impuro, hace parte de algunos colirios fortificantes, del bálsamo verde, del opodeldoch &c. Se componen con ella y azúcar cande unos pólvos que se soplan en los ojos para disipar las nubes: seria preferible usar del óxido de zinc puro.

Preparacion. Se funde el metal en un crisol; y á poco rato le oxida el aire, y da unos copos blancos que se adhieren á las paredes del crisol, los cuales se sacan con una espátula al paso que se van formando.

Composicion. Suponiendo que el óxido de zinc esté formado de un átomo de metal y otro de oxígeno, se compondrá de 100 partes de zinc y 24 de oxígeno, y *el peso del átomo de óxido será, 5,125.*

497. THENARD ha conseguido sobre-oxidar, en estos últimos tiempos, el óxido de zinc, por medio del ácido hidroclórico oxigenado (V. §. 155). El sobre-óxido hidratado es amarillento; desprende una porcion de su oxígeno á la temperatura ordinaria; y pierde mucho mas cuando hierve en agua, en cuyo caso se pone blanco.

DE LAS SALES DE ZINC.

498. Estas sales no tienen color cuando son puras: á sus disoluciones las precipitan en blanco, 1.º la potasa, la sosa y el amoniaco, que separan el óxido: este se vuelve á disolver en un exceso de uno ú otro de estos álcalis concentrados: 2.º los hidro-sulfatos solubles, y el ácido hidro-sulfúrico, que precipitan un hidro-sulfato de zinc mas ó menos sulfurado: 3.º el hidro-cianato de potasa y de hierro (prusiato): 4.º los carbonatos, sub-carbonatos, fosfatos y boratos solubles.

499. *Sulfato de zinc* (caparrosa blanca, vitriolo blanco). Esta sal se halla en la naturaleza; pero en corta cantidad. Cristaliza en prismas de cuatro lados, sin color, que terminan en pirámides de cuatro facetas: tienen un sabor acre, estíptico; son eflorescentes, solubles en $2\frac{1}{2}$ partes de agua á 15º, y mas solubles en el agua hirviendo. Entran en fusion acuosa si se calientan. En el comercio se vende el sulfato de zinc en masas, de un blanco sucio, manchadas por todas partes de moreno rojizo. Esta sal contiene sulfato de hierro, y á veces algo de sulfato de cobre. El sulfato de zinc se ha dado en las mismas circunstancias que el óxido; pero no parece ser tan ventajoso: lo usan algunos prácticos como emético en la dosis de 12 á 15 granos disueltos en agua destilada: se suelen servir de él con buen efecto en los últimos periodos de la oftalmia, y de las leucor-

reas. En el primer caso se hace disolver uno ó dos granos en una onza de agua de rosas, á la que se añaden 8 ó 10 gotas de láudano, y se deja caer una ó dos gotas de la disolucion entre los párpados: en el segundo caso se da en inyeccion, dilatado en mucha agua, á fin de no irritar demasiado la membrana mucosa.

Preparacion. Se prepara en los laboratorios siguiendo el quinto método (V. §. 202): para obtenerlo en grande, se tuesta la *blenda* en un horno de reverbero: el sulfuro de zinc y la corta cantidad de sulfuros de hierro, de cobre y de plomo, que componen este mineral, absorven el oxígeno y pasan al estado de *sulfatos*: se les echa agua que los disuelve todos, excepto el sulfato de plomo; se deja deponer este, se decanta la disolucion, y se evapora hasta que esté bastante concentrada para dar una masa cristalina semejante á un pan de azúcar, y que se vende en el comercio con el nombre de *vitriolo blanco*. Este vitriolo contiene ademas del sulfato de zinc, un poco de sulfato de hierro y de cobre: se purifica disolviéndolo en agua y haciéndolo hervir con el óxido de zinc, que precipita los óxidos de hierro y de cobre.

500. *Iodato de zinc.* Es producto del arte, que se obtiene en la forma de un polvo poco soluble, que se funde débilmente en las ascuas, y no tiene usos. *Preparacion.* (V. §. 222).

501. *Clorato de zinc.* No se halla en la naturaleza: el que se ha preparado directamente con el ácido clórico y zinc, tiene un sabor astringente, se disuelve muy bien en el agua, y no cristaliza sino con la mayor dificultad: puesto sobre las ascuas detona como los cloratos, y produce una hermosa luz verde amarillenta. El que resulta de la accion de este ácido sobre el carbonato de zinc, tiene un sabor muy astringente, y cristaliza en octaedros rebajados: aviva la llama de las ascuas, y produce una luz amarilla sin detonar. Hay todavía otras diferencias entre estos dos cloratos..... ¿cual puede ser la causa? (VAUQUELIN). No tiene usos.

502. *Nitrato de zinc.* Es producto del arte: su historia es la misma que la del sulfato, excepto que es algo delicuescente. *Preparacion.* (V. §. 202. método 5º).

503. *Hidro-clorato de zinc (muriato).* No se encuentra en la naturaleza; es blanco como el nitrato y el sulfato, muy so-

luble en el agua, y de un sabor estíptico: cristaliza, se le puede volatilizar en una retorta, despues de haberlo secado bien, y constituye entonces la manteca de zinc, que no es otra cosa sino *cloruro* de zinc. No tiene usos. *Preparacion.* (V. §. 202, método 5.º).

504. *Hidriodato de zinc.* Este producto del arte, no se ha podido obtener nunca cristalizado, por ser en extremo deliquescente. Expuesto á la accion del calórico, se funde y volatiliza en hermosos cristales prismáticos: cuando está seco no se diferencia del *ioduro* de zinc. No se le conoce uso alguno.

Preparacion. Se obtiene poniendo el *ioduro* de zinc en contacto con agua con lo cual se descompone este líquido y se forma óxido de zinc y ácido hidriódico.

505. *Hidro-sulfato de zinc.* No se halla en la naturaleza: es blanco, insoluble en el agua y sin usos.

DEL HIERRO.

Este metal se halla en la naturaleza, 1.º en estado nativo, en filones cerca de Grenoble, en Kamsdorf en Sajonia, en América, segun PROUST, ó en masas considerables, de las que se halla una en *Olumpa* en la América meridional, cuyo peso llega á 1500 arrobas. Otras se han hallado en Siberia, en Aken cerca de Magdeburgo, en Bohemia, y existe, segun HUMBOLDT, en el Perú y en Méjico: 2.º combinado con diferentes proporciones de oxígeno: 3.º con cuerpos simples, como el azufre, el arsénico y algunos otros metales: 4.º, en fin, con el oxígeno y un ácido que constituye las sales ferruginosas.

506. El hierro es un metal sólido, de color gris azulado, de estructura granugienta, algo laminosa, maleable, y sobre todo muy ductil: se sabe que se ha reducido á hilos bastante delgados para poder hacer con ellos pelucas: su tenacidad es extrema: no se puede romper un alambre de hierro de dos milímetros de diámetro, sino colgando de él un peso de unas 500 libras: es muy duro y exhala un olor perceptible cuando se frota: tiene en el mas alto grado la propiedad magnética, de suerte que sirve para hacer imanes artificiales (1). Esta misma

(1) Los imanes naturales se forman principalmente del protóxido de hierro.

propiedad tiene el níquel y el cobalto, aunque en grado mucho mas débil. Su peso específico es de 7,788.

507. Sujeto á la accion del calórico, se funde el hierro á 130° del pirómetro de WEDGWOOD, temperatura excesivamente alta. Si está en contacto con el aire atmosférico, y con mayor razon con el gas oxígeno, se oxida, aumenta de peso y da lugar á un gran desprendimiento de calórico y de luz. Pasa sucesivamente al estado de óxido negro y de óxido rojo, sino llega la temperatura al *rojo blanco*: las batiduras ó escamas que se desprenden del hierro que se hace ascua y que se bate despues, no son mas que óxido negro de hierro. El gas oxígeno húmedo lo trasforma tambien en óxido á la temperatura ordinaria: lo mismo hace el aire atmosférico que no esté seco: este lo hace pasar ademas al estado de carbonato, de tritóxido (azafran de marte aperitivo). El gas *hidrógeno* disuelve al parecer un poco de *hierro*, pues dejando sobre agua destilada el gas hidrógeno preparado con este metal, se advierte que se forma á la superficie del líquido una película ferruginosa. Se ignora cual es el resultado de la accion directa del *boro* sobre él; pero existe un *boruro* de hierro que se obtiene calentando fuertemente en un crisol brascado una mezcla de carbon, de ácido bórico, y de hierro muy dividido, y espesado con aceite craso, en lo que se ve que al ácido bórico lo descompone el carbon que se apodera de su oxígeno: este boruro es sólido, quebradizo, sin oler ni sabor, y fundible. (DESCOSTILS).

El *carbono* y el hierro se pueden unir en diferentes proporciones, y producir carburos conocidos con los nombres de *acero* de plumbagina (mineral para los lapiceros) &c. Las diferentes variedades de fundicion parece que tambien contienen una gran cantidad de carburo. El *acero* es siempre producto del arte: se distinguen tres especies: el acero de Alemania, de cementacion, y el acero fundido: casi enteramente las forma el hierro, pues no contienen sino desde $\frac{1}{1000}$ hasta $\frac{20}{1000}$ de su peso de carbon: las mejores son aquellas en cuya composicion no entran mas que 7 á 8 milésimos de carbon.

El acero es brillante, capaz de pulimento, no tiene olor ni sabor; es muy maleable, muy ductil, de una estructura granugienta, y algo menos pesado que el hierro. Si despues de

calentado fuertemente, se enfria de repente metiéndolo en agua fria, en mercurio, en ácidos, en aceites &c. , adquiere elasticidad y dureza, y se pone quebradizo; pierde de consiguiente su ductilidad y maleabilidad; su tejido es mas apretado y fino. Esta operacion se designa con el nombre de *temple*. El acero templado se puede destemplar y volver á adquirir sus propiedades primitivas: haciéndolo ascua y dejándolo enfriar lentamente. THENARD atribuye las propiedades del acero templado al estado de tension en que se hallan sus partículas. BIOT despues de establecer con hechos que el acero templado ocupa mayor volúmen que antes, siendo la temperatura la misma, se explica del modo siguiente sobre el fenómeno del temple. "Parece que en el instante en que el acero muy caliente pasa de repente á una temperatura muy baja, el frio que sobrecoge las capas exteriores de la masa mas fácilmente que del centro, las obliga á amoldarse, por decirlo asi, sobre un centro caliente y dilatado; lo que las hace tomar mayores dimensiones, que las que habrian tenido abandonadas gradualmente á sí mismas. No tardan en enfriarse despues las moléculas colocadas mas cerca del centro; pero habiendo llegado ya á un estado fijo las capas exteriores, las retienen por su atraccion, determinan el volúmen que deben llenar, y asi las impiden el acercarse tanto como lo hubieran podido hacer, si se hubiesen abandonado libremente á un enfriamiento gradual. Asi que la dilatacion definitiva será mayor al paso que sea mayor y se pueda sostener mas tiempo la diferencia de temperatura entre las capas exteriores é interiores de la masa metálica. Esto explica con mucha verosimilitud, porque es menor la dilatacion en las masas pequeñas que penetra el frio con mas prontitud." (V. *Obra de fisica* tom. 1). Las propiedades químicas del acero son con corta diferencia las mismas que las del hierro. Sirve para hacer una multitud de instrumentos. La plumbagina ó mina para lapiceros se halla en España, en Francia, en Baviera, en Inglaterra y en Noruega: se forma de 8 á 10 partes de hierro, y de 90 á 92 partes de carbon. Sus propiedades fisicas estan generalmente conocidas. Sujetas á la accion del gas oxígeno á una temperatura alta, se trasforma en gas ácido carbónico y en óxido de hierro. Mezclada con arcilla, se emplea para hacer los lápices, los crisoles &c.

El *fósforo* se puede unir directamente con el hierro y dar un fosfuro compuesto de 20 partes de fósforo y 80 de hierro: es blanco, brillante, quebradizo, mas fundible que el hierro, atraible por el iman, y puede cristalizar en prismas romboidales. No tiene usos. BERGMAN lo habia mirado como un metal particular, al que se habia dado el nombre de *siderum*.

El *azufre* se combina en diferentes proporciones con el hierro: no hablaremos sino de dos variedades que se encuentran en la naturaleza.

Per-sulfuro de hierro (pirita de hierro). Este sulfuro se halla con mucha abundancia en la naturaleza: es muy brillante, de color amarillo, y de ningun modo magnético. Calentado en vasos tapados, pierde cerca de 22 partes de azufre y se funde; pero si tiene el contacto del aire, ó del oxígeno, y que su temperatura sea muy alta, absorbe el oxígeno con desprendimiento de calórico y de luz, y se trasforma en gas ácido sulfuroso y en tritóxido rojo de hierro. Si el calor no es tan fuerte, pasa al estado de sulfato de hierro y se forma gas ácido sulfuro; en fin se muda lentamente en sulfato, por la accion del oxígeno ó del aire húmedo, á la temperatura ordinaria. Se emplea en algunos paises para preparar el azufre y el sulfato de hierro (caparrosa verde).

Proto-sulfuro de hierro. Este sulfuro se halla en la naturaleza mas raras veces que el otro, es magnético, no se descompone al fuego, y tiene la misma accion que el precedente sobre el oxígeno y el aire á una temperatura alta.

Composicion. Suponiendo que el *proto-sulfuro* de hierro esté compuesto de un átomo de azufre que pesa 2, y de otro de hierro, cuyo peso es 3,5, se hallará que está formado de 100 partes de hierro y 57,1 de azufre. Considerando al *per-sulfuro* como compuesto de dos átomos de azufre y uno de hierro, constará de 100 partes de metal y 114,2 de azufre; cuyos resultados apenas se difieren de los que se han obtenido con experimentos directos.

El *iodo* obra sobre el hierro como sobre el zinc: el ioduro de hierro es moreno, fundible á la temperatura roja, soluble en el agua, y capaz de descomponerla en frio, y pasar al estado de hidriodato de hierro de color verde.

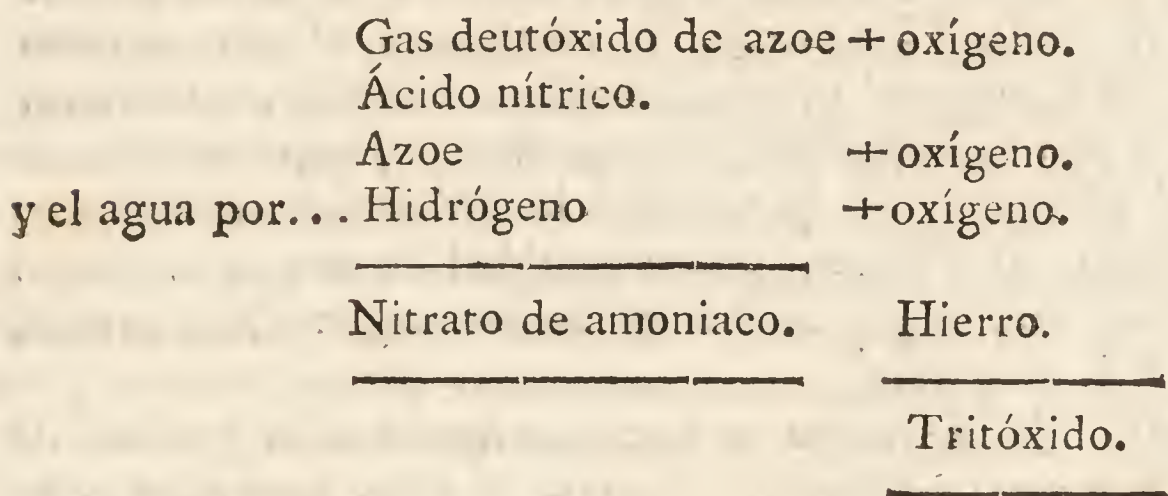
Un alambre de hierro, cuya temperatura se haya levantado,

absorve el *cloro* gaseoso, se pone rojo, y se trasforma en per-cloruro de hierro amarillo oscuro, brillante y cristalizado: se obtiene el mismo compuesto, aunque de color mas oscuro, haciendo llegar á la temperatura ordinaria un exceso de cloro gaseoso, sobre hierro dividido. Este per-cloruro (muriato de hierro), es volátil y se trasforma en el agua, en hidro-clórato de per-óxido de hierro amarillo soluble. Suponiendo que esté formado de dos átomos de cloro y uno de hierro, se compondrá de 100 partes de cloro y 38,8 de hierro: al mismo tiempo que DAVY, por medio de experimentos directos le encontró formado de 100 de cloro y 54,08 de metal. Hay un *proto-cloruro de hierro* de color gris con lustre metálico, de testura laminosa, fija &c. ; el cual se puede suponer que esté formado de un átomo de cloro y otro de metal, ó de 100 de cloro y 77,7 de hierro. El *azoe* no obra sobre este metal.

Si se ponen en un frasco limaduras de hierro muy menudas y *agua*, y se agita de cuando en cuando la mezcla, se descompone el líquido, se desprende gas hidrógeno, y pasa el metal al estado de deutóxido de hierro (etíope marcial). Si en lugar de hacer esto, se hace pasar vapor de agua por entre hierro hecho ascua, y puesto en un tubo de porcelana, se forma inmediatamente una cantidad muy grande de este deutóxido gris negro. Esta descomposicion, se opera, como lo tiene probado GAY-LUSSAC, desde el *rojo oscuro* hasta el *rojo blanco*, y en proporcion creciente con la temperatura. Cuando se deja el hierro y el agua en contacto con el aire, á la temperatura ordinaria, se disuelve el óxido formado en gas ácido carbónico, en particular si se renueva el aire; de suerte que el agua tiene efectivamente carbonato de hierro en disolucion. El *agua ferruginosa, acerada &c.*, se prepara tambien poniendo en digestion clavos viejos en este líquido expuesto al aire. No se sabe cual es la accion de los *óxidos de carbono* y de *fósforo* sobre el hierro. Este descompone el protóxido de azoe á una temperatura alta, y probablemente hace lo mismo con el gas deutóxido de azoe. No altera el ácido *bórico*; pero trasforma el gas ácido *carbónico* en gas óxido de carbono, y pasa al estado de óxido de hierro, con tal que la temperatura sea bastante alta. El agua saturada de este gas, disuelve poco á poco las limaduras de hierro y las hace pasar al estado de carbo-

nato: el metal se oxida á expensas del líquido. El hierro opera la descomposicion del ácido *fosfórico* á la temperatura roja; obra como el zinc sobre el ácido sulfúrico, y pasa al estado de proto-sulfato, si el ácido es flojo. El ácido clórico ataca al hierro, lo disuelve sin desprendimiento de gas, y produce un calor muy perceptible. Segun VAUQUELIN, el oxígeno de este ácido oxida el metal, y se forma un compuesto de cloro y de tritóxido de hierro.

508. El ácido *nítrico* concentrado obra fuertemente sobre el hierro, se descompone en parte, le cede una porcion de su oxígeno, y se trasforma en gas azoe, en protóxido de azoe, ó en deutóxido de azoe: el hierro pasa al estado de peróxido rojo, que precipita en gran parte en copos, y que se disuelve en parte en el ácido no descompuesto; se forma ademas nitrato de amoniaco. *Teoría.* El ácido nítrico mas concentrado contiene agua, y se puede representar por:



El metal descompone una porcion de ácido nítrico en gas deutóxido de azoe, que se desprende, y en oxígeno que le oxida; otra porcion de ácido nítrico se descompone en oxígeno y azoe, y tambien se descompone el agua. El hidrógeno y el azoe, que provienen de estas descomposiciones, forman amoniaco, que se combina con una parte del ácido no descompuesta, y produce nitrato de amoniaco: el hierro se halla oxidado por todas las cantidades de oxígeno bajo las que le hemos colocado. Si el ácido nítrico es débil, trasforma el hierro en deutóxido, que se disuelve en la porcion de ácido no descompuesta.

El ácido nitroso obra tambien sobre el hierro con mucha

energía. Los ácidos hidro-clórico, é hidro-sulfúrico ejercen sobre él la misma acción que sobre el zinc. Los preciosos usos de este metal son innumerables y generalmente conocidos.

Peso de un átomo de hierro. Si el protóxido de hierro está formado de 100 partes de hierro y 28,57 de oxígeno, y se considera compuesto de un átomo de oxígeno y otro de hierro, el peso de este último será 3,5.

Extraccion. Se puede extraer este metal de muchos minerales: 1º *Método catalan,* ó *explotacion ó labores del hierro spático (carbonatado), mezclado con hierro hematites oxidado.* Se coloca el mineral en un horno particular que llaman *zorrera*, se rodea de carbon de leña, y se calienta fuertemente con dos fuelles: el carbon se apodera de su oxígeno, y lo reduce al estado de hierro que se saca en *lupias*, y que se tira en barras, para lo cual se pone sobre un yunque y se machaca con un martillo enorme llamado *martinete*; despues se calienta para batirlo de nuevo, y no se acaba la operacion hasta que no se calienta y se bate cuatro veces. Este método es sin disputa el mas sencillo de todos. Si el mineral contiene azufre ó arsénico es necesario *tostarlo*, y aun es importante dejarlo mucho tiempo en contacto con el aire antes de proceder á la extraccion del hierro, para quitarle, al parecer, cierta cantidad de magnesia que lo hace refractario, y que cambia el *tostado* segun DESCOSTILS, en sulfato de magnesia.

2º *Minerales de hierro en roca*, compuestos en general de óxido que presenta diferentes formas. Si estos minerales contienen, á mas del óxido, azufre ó arsénico, se debe comenzar por *tostarlos* con leña, turba ó carbon de tierra en hornos cuadrados; despues se han de fundir en *hornos altos* llenos de carbon de leña ó de carbon de tierra calcinado, en los que se activa el fuego con dos fuelles muy fuertes: se facilita la fundicion por medio de un fundente arcilloso llamado *erbue*, si el mineral es demasiado calizo; pero como suele ser con mas frecuencia arcilloso, se usa de un fundente calizo que se llama *castino*. El resultado de la acción del fuego, del carbon y del fundente es la formacion, 1º de la fundicion (compuesta de hierro y un poco de carbon), que está *cerretida* enteramente y llena casi todo el crisol: 2º de la *escoria*, masa

vitrificada, opaca, formada de cal, sílex, alúmina y algo de óxido de hierro, que siendo mas fundible y ligero que la fundicion, la cubre en el crisol, y acaba por deramarse: 3.º de algunos productos volátiles, entre los cuales hay mucho gas óxido de carbono, que proviene de la combinacion del carbon con el oxígeno del óxido que constituye el mineral; asi es que en esta operación, pierde el hierro su oxígeno, se une á cierta cantidad de carbon, y se transforma en hierro fundido. Se saca este cuando está bien derretido, destapando un agujero que está en la parte inferior y lateral del crisol ú horno, y se recibe el líquido en un surco ó zanjilla larga y arenosa donde se enfria. La fundicion sólida, que se obtiene de este modo, es blanca, si el mineral que se beneficia contiene manganeso, sino lo contiene es gris. Luego se procede á la *afinacion*, operación que se dirige á separar el carbono que contiene, para lo cual se rodea de carbon de leña y se funde en el horno que llaman *zorrera*, en donde se renueva el aire de continuo, el oxígeno transforma el carbono en gas óxido, y queda el hierro aislado en forma de *lupias*, que se forjan, como se ha dicho hablando del método catalan.

3.º *Minerales de hierro terreatos*. En lugar de tostarlos, se comienza por separarlos de las tierras con que estan mezclados; para esto se quebrantan y se hace pasar una corriente de aire bajo los *majaderos* que los hacen pedazos; despues se funden como se ha dicho hablando de los minerales de hierro en roca.

DE LOS OXIDOS DE HIERRO.

Se admiten tres óxidos de hierro.

509. *Protóxido*. Nunca se halla puro en la naturaleza, ni se puede obtener en estado seco, porque se oxida mas cuando se procura secar: es blanco, absorve rápidamente el gas oxígeno en frio, y se disuelve en el amoniaco: se produce siempre que el hierro se disuelve en los ácidos sulfúrico é hidroclicórico débiles. Para obtenerle basta precipitar estas disoluciones por medio de la potasa ó la sosa, y lavar el precipitado con agua privada de aire. Se debe poner en frascos con tapones de cristal. Le dieron á conocer THENARD y GAY-LUSAC.

510. *Deutóxido* (etíope marcial.) Se halla cristalizado en octaedros ó en dodecaedros en Córcega y en Suecia. Existe mas comunmente en forma de arena en las orillas del Elba, cerca de Nápoles, en Suecia, en Francia, y finalmente se encuentra en masas mayores ó menores en Noruega, en Siberia, en Bohemia, en Sicilia, en Córcega &c. Forma enteramente el iman: es negro gris cuando está en masas, y cuando se precipita de sus disoluciones aparece moreno oscuro, y verde cuando está muy dividido, y solo quedan algunas moléculas en suspension: es muy magnético, y su densidad es de 5,1072. Calentado en vasijas tapadas, se funde y no se descompone: si está en contacto con el gas oxígeno ó con el aire, pasa al estado de tritóxido, con tal que no se caliente hasta el rojo blanco (1). El gas hidrógeno lo descompone desde el rojo oscuro hasta el rojo blanco, se apodera de su oxígeno y lo vuelve al estado metálico; hecho tanto mas admirable cuanto acabamos de ver que el hierro descompone el agua y la quita su oxígeno cabalmente á la misma temperatura (CAY-LUSSAC): todavia no se conoce la causa de esta anomalia. Puesto por algunos meses en contacto con el ácido nítrico concentrado, pasa al tercer grado de oxidacion, se disuelve lentamente, y cristaliza el trito-nitrato en prismas cuadrados sin color y terminados en bisel (VAUQUELIN).

Cuando se hace hervir con ácido sulfúrico dilatado en dos veces su peso de agua, se obtiene un deuto-sulfato cuyo color varia segun la cantidad de óxido disuelto; es al principio amarillo cetrino, despues amarillo verdoso, amarillo moreno, amarillo rojizo, y en fin rojo oscuro subido, cuando el ácido está completamente saturado. Es soluble en el amoniacco; pero se depone facilmente cuando esta disolucion está en contacto con el aire. Se forma, segun los últimos experimentos de GAY-LUSSAC, de 100 partes de hierro y 38,0 de oxígeno. De él se saca el hierro.

Preparacion. Se forma siempre que se descompone el vapor del agua con el hierro.

(1) Luego veremos que calentando el tritóxido hasta el rojo blanco pierde oxígeno, y pasa al estado de deutóxido negro.

511. *Tritóxido ó peróxido de hierro* (azafran de marte, astringente, rojo de Inglaterra, colcotar). Existe con mucha abundancia en la naturaleza, y se presenta bajo diversas formas. Es rojo violeta, no tiene acción sobre el imán, á menos que no sea en grandes masas, y es mas fundible que el hierro: calentándolo hasta el rojo blanco, se descompone y trasforma en gas oxígeno y en deutóxido de hierro: el gas oxígeno no le hace experimentar alteracion alguna. Expuesto al aire á la temperatura ordinaria, absorve el ácido carbónico. El *cloro*, colocado en ciertas circunstancias (*V. Tritóxido clorato de hierro*), se puede unir con este óxido, y formar un cloruro de peróxido rojo. Lo descompone el *azufre* á una temperatura alta, y se forma gas ácido sulfuroso, y sulfuro de hierro. Calentado con ácido *sulfúrico* concentrado, da un sulfato sin color mas ó menos ácido, que contiene poca agua. Se compone segun GAY-LUSSAC, de 100 partes de hierro, y de 50 de oxígeno. Se emplea para extraer el metal.

Preparacion. Se obtiene, 1º calentando el hierro hasta el rojo de cereza con el contacto del aire: 2º descomponiendo las trito-sales de hierro con la potasa, y lavando el precipitado: 3º operando en el hierro con el ácido nítrico, y descomponiendo el nitrato por medio del calor; 4º descomponiendo el proto-sulfato de hierro por medio del fuego.

DE LAS SALES DE HIERRO.

512. Cada uno de los tres óxidos de hierro conocidos se puede combinar con cierto número de ácidos, y formar sales, que estarán en primero, segundo ó tercer grado de oxidacion.

DE LAS SALES QUE FORMA EL PROTÓXIDO DE HIERRO.

Las disoluciones de estas sales tienen algo de color verde: los álcalis precipitan en ellas el protóxido blanco, que por el contacto del aire pasa instantáneamente á verde subido, y despues á rojo; fenómeno que pende de que el protóxido absorve el oxígeno del aire y se trasforma en deuto ó en tritóxido. El amoniaco disuelve el protóxido precipitado. El carbo-

nato saturado de potasa, precipita proto-carbonato blanco, que tambien se pone verde exponiéndolo al aire, bien que no tan pronto. Lo mismo sucede, poco mas ó menos, con el precipitado blanco que forma el sub-borato de sosa: el que produce el sub-fosfato de sosa es tambien blanco, y tarda mucho mas en pasar á verde: el prusiato de potasa y de hierro (hidro-cianato), causa un precipitado blanco que se pone azul, luego que le toca el aire. Estos cambios de color y la sobre oxidacion, que es la causa, los puede producir el cloro en un instante: pues este cuerpo favorece la descomposicion del agua uniéndose al hidrógeno para formar el ácido hidro-clórico, mientras que el oxígeno se combina con el protóxido. Los hidro-sulfatos precipitan las disoluciones de protóxido en negro, y el precipitado es hidro-sulfato de hierro mas ó menos sulfurado: absorven el gas nitroso (deutóxido de azoe) en bastante cantidad, y se ponen oscuros.

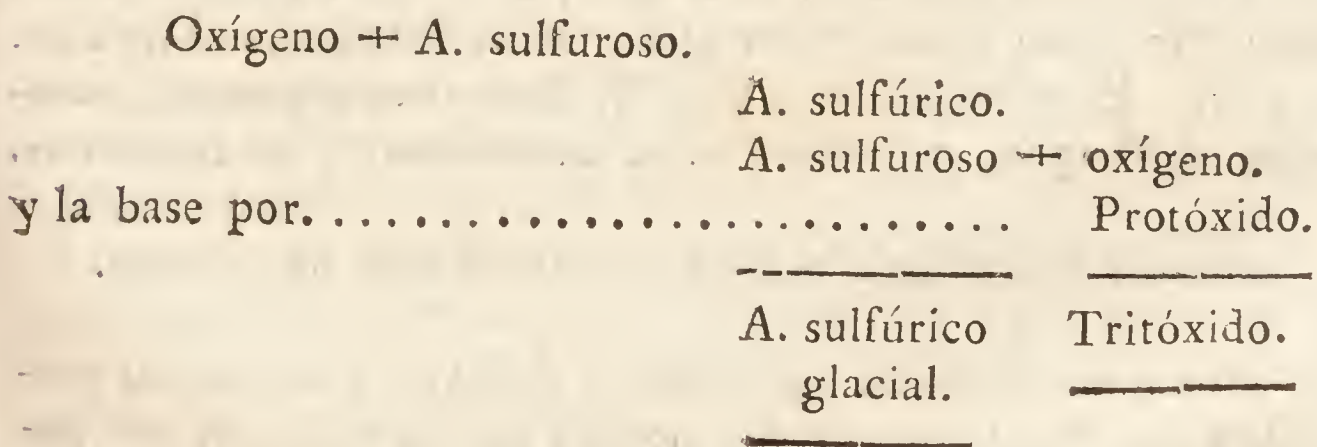
513. *Sub-proto-carbonato de hierro.* Se halla esta sal en la naturaleza, unida en diferentes proporciones, ya con la cal, la magnesia, el óxido de manganeso y el agua, y ya con algunas de estas sustancias. El compuesto que resulta de estos diferentes cuerpos se llama en mineralogía, *hierro spático* ó mineral de acero. Se encuentra en Francia, en Sajonia, en Hungría &c.; su color es blanco, amarillo, gris ó moreno (1). Su textura es laminosa, y su peso específico de 3,67. El que se obtiene en los laboratorios es insoluble en el agua, y soluble en un exceso de gas ácido carbónico. Expuesta al aire esta solucion, se enturbia y deja precipitar sub-carbonato de tritóxido de color amarillo rojizo. El proto-carbonato entra en la composicion de varias aguas minerales. Se usa de él con gran ventaja para extraer el hierro y para hacer acero. *Preparacion.* (V. §. 207.)

514. *Proto-sulfato de hierro.* No se halla casi nunca esta sal pura en la naturaleza: suele existir mezclada con el sub-trito-sulfato, que es lo que constituye la *caparrosa verde* ó *vitriolo verde*. Cuando se obtiene por el arte, se presenta en for-

(1) En algunas variedades de hierro spático, está el carbonato de hierro en el segundo y aun en el tercer grado de oxidacion.

ma de rombos terminados en bisel que parte de la mayor diagonal del rombo, transparentes, verdes, y de un sabor estípico, análogo al de la tinta : expuestos al aire se efflorescen, y se cubre su superficie de manchas amarillentas *ocreosas* y opacas, fenómeno que se debe á la absorcion del oxígeno, que trasforma las moléculas exteriores de la sal en sub-trito-sulfato amarillo. Dos partes de agua fria disuelven una parte de proto-sulfato, y solo exige las tres cuartas partes de su peso de agua hirviendo para disolverse. Esta solucion es trasparente y de un hermoso color verde, pero en poco tiempo se descompone al contacto del aire: absorve el oxígeno, pasa al estado de sub-trito-sulfato *amarillo* insoluble, que se precipita, y de sobre-trito-sulfato rojo, que queda en disolucion. Puede absorver el gas deutóxido de azoe. Calentado en un crisol el proto-sulfato de hierro, experimenta la fundicion acuosa, se levanta, pierde su agua de cristalización, y da una masa blanca opaca que se puede descomponer á una temperatura mas alta. Los productos de esta descomposicion son gas oxígeno, gas ácido sulfuroso, un líquido moreno compuesto de ácido sulfúrico, y de ácido sulfuroso (ácido sulfúrico glacial, V. §. 134.), y en fin tritóxido de hierro (colcotar).

Teoría. El ácido del proto-sulfato de hierro seco, se puede representar por :



Estando la temperatura muy alta, se descompone una porcion del ácido sulfúrico en gas oxígeno y en gas ácido sulfuroso : una parte de estos gases se desprende, y la otra se combina : esto es, el oxígeno con el protóxido de hierro, que hace pasar al estado de tritóxido, y el gas ácido sulfuroso con la porcion de ácido sulfúrico no descompuesta, que no tiene

tendencia alguna á unirse con el tritóxido de hierro, y que de consiguiente se volatiliza.

La caparrosa verde tiene muchos usos: sirve para hacer la tinta, el azul de Prusia, el tinte negro, gris &c.; para preparar el oro muy dividido con que se dora la porcelana, el colcotar (rojo de Inglaterra), para disolver el añil &c.

Preparacion. Se puede obtener por el método quinto (V. §. 202.); de este modo se prepara siempre en los laboratorios, y aun algunas veces en las manufacturas: sin embargo, se saca en grande por lo comun, siguiendo el método descrito en el artículo *alumbre*.

515. *Proto-hidro-clorato de hierro.* Se encuentra esta sal unida con el silex cerca de Philipstadt: los mineralogistas la designan con el nombre de *muriato de hierro siciliado* ó de *pirodmálito*. Está en forma de prismas hexaedros de color verde. En los laboratorios se obtiene cristalizada en poliedros de color verde pálido, de sabor estíptico, muy solubles en el agua, y que ejercen sobre la atmósfera la misma accion que el proto-sulfato, pasando de consiguiente al estado de trito-hidro-clorato. Calentado en vasijas tapadas, se trasforma en proto-cloruro de hierro blanco, que se sublima en pajitas. No tiene uso alguno. *Preparacion.* Método 5º (V. §. 202).

516. *Proto-hidriodato de hierro.* No se halla en la naturaleza; se disuelve muy bien en el agua, á la que da color verde claro. No tiene usos. *Preparacion.* Se obtiene como el de zinc.

517. El *proto-hidro-sulfato de hierro*: es negruzco, insoluble en el agua, no existe en la naturaleza, y no tiene usos.

DE LAS SALES QUE FORMA EL DEUTÓXIDO DE HIERRO.

De las disoluciones que forma el deutóxido de hierro precipitan los álcalis deutóxidos moreno oscuro verdoso, que pasa al estado de tritóxido rojo por la accion del aire ó del cloro: los carbonatos de potasa ó de sosa, saturados y concentrados, las precipitan y vuelven á disolver fácilmente el precipitado. El prusiato de potasa y de hierro produce en ellas un hermoso precipitado azul. La infusion de nuez de agallas produce un precipitado azul violeta muy intenso. Estas disoluciones absorven el gas nitroso y se ponen morenas;

pero toman menos que las disoluciones de protóxido. El alcohol (espíritu de vino) no altera su transparencia en el mismo instante, sino al cabo de algunas horas, y divide el líquido, formándose una sal de protóxido que cristaliza, y quedando en disolución una sal de tritóxido. Los hidro-sulfatos lo precipitan en negro.

Segun GAY-LUSSAC, cuando se disuelve el deutóxido de hierro en los ácidos sulfúrico é hidro-clórico, se reparte el oxígeno, y se forma protóxido y tritóxido de hierro, uno y otro solubles en los ácidos, de suerte que se puede mirar el deuto-sulfato y el deuto-hidro-clorato que resultan, como una mezcla de proto y de trito-sulfato, ó de proto y de trito-hidro-clorato.

518. El *sulfato de deutóxido de hierro*, cuyo color varía, da, cuando se hace evaporar, sulfato de tritóxido soluble y cristales de proto-sulfato verde: además se suele deponer con estos cristales un polvo blanco que es sulfato ácido que contiene algo de agua, pues el que ha cristalizado contiene mucha (GAY-LUSSAC.) Este fenómeno se debe atribuir á que los ácidos tienen mas afinidad con los metales poco oxidados que los que lo estan mucho.

Preparacion. Se pone á hervir en vasos cerrados deutóxido de hierro con ácido sulfúrico dilatado en dos veces su peso de agua.

519. *Deuto-clorato de hierro.* VAUQUELIN ha descrito una sal, que resulta de la accion del ácido clórico sobre el hierro metálico que nos parece ser la misma; pero que se puede considerar tambien como una mezcla de proto y de deuto-clorato. Tiene un color verdoso y un sabor astringente; precipita en verde con los álcalis, y apenas la da color el ácido gállico pero tarda poco en pasar al rojo (V. *Anales de química*, t. 45. pág. 121.) No tiene usos.

520. *Deuto-nitrato de hierro.* Es producto del arte y amarillo verdoso; absorve con la mayor facilidad el oxígeno del aire, y pasa al estado de sub-trito-nitrato insoluble: no se ha obtenido todavía cristalizado: el calor lo trasforma en óxido rojo (azafran de marte astringente). Se emplea á veces para teñir el algodón de amarillo. *Preparacion.* Se opera sobre el deutóxido con el ácido nítrico débil y en frio.

DE LAS SALAS QUE FORMA EL TRITÓXIDO DE HIERRO.

Las disoluciones que forma el tritóxido de hierro son rojas en general: los álcalis precipitan en ellas peróxido amarillo rojizo: el prusiato de potasa y de hierro produce un depósito azul muy subido, la infusión de nuez de agallas las precipita en color morado negruzco, y á los hidro-sulfatos en negro.

521. *Sub-carbonato de peróxido de hierro.* Se produce cuando se expone el hierro al aire húmedo: es amarillo rojizo, insoluble en el agua, insípido, y muy poco soluble en el gas ácido carbónico. *Preparacion.* (V. §. 207).

522. *Trito-sulfato ácido de hierro.* Se halla en la superficie de los cristales de caparrosa verde; es amarillo naranjado, tiene un sabor acerbo, muy estíptico; es incristalizable, soluble en el agua, y mas en el ácido sulfúrico: evaporado hasta sequedad, da una masa que se disuelve en parte en el agua: la porción disuelta es sobre sulfato, y la otra sub-sulfato amarillo. Todavía existe, como se ha dicho, un *persulfato* blanco, poco soluble en el agua fria, cuando contiene poco ácido; y aun lo descompone el agua que le quita poco á poco su ácido y una corta cantidad de óxido, de suerte que lo reduce á un peróxido amarillo rojizo: si contiene mas ácido, lo disuelve el agua completamente á todas las temperaturas. No tiene usos.

Preparacion. Se pone á hervir el peróxido de hierro hidratado con ácido sulfúrico concentrado: tambien se obtiene algunas veces calentado el proto-sulfato pulverizado con ácido nítrico: este se descompone, cede el oxígeno, y pone el protóxido en estado de peróxido; pero á la verdad lo que se obtiene en este caso es un sub-trito-sulfato.

523. *Trito-iodato de hierro.* Es producto del arte, blanco, insoluble en el agua, soluble en los ácidos, y no tiene usos. (GAY-LUSSAC). *Preparacion.* (V. §. 222).

524. *Trito-clorato de hierro.* Los experimentos de VAUQUELIN se dirigen á probar, que no existe esta sal, porque la disolución roja que se obtiene al cabo aplicando al hierro el ácido clórico, se forma de cloro y de tritóxido de hierro, y

asi da con el calor una masa semitransparente de color de sangre, soluble en el agua, que no se funde sobre las ascuas. Este producto no tiene usos.

525. *Trito-nitrato ácido de hierro.* Nunca se halla en la naturaleza: suele ser líquido, rojo é incristalizable, bien que se puede obtener sin color por medio de mucho exceso de ácido. VAUQUELIN llegó, como se ha dicho, á hacerlo cristalizar en prismas cuadrados, sin color, muy delicuescentes y solubles en el agua. Pierde su ácido con el calor y se trasforma en tritóxido. Dilatado en agua y mezclado con un exceso de disolucion de sub-carbonato de potasa, se descompone, y se forma nitrato de potasa soluble, y sub-trito-carbonato de hierro, que se precipita, el cual puede disolverse del todo ó en parte con un exceso de sub-carbonato de potasa. El líquido que resulta y que se compone de nitrato de potasa + de sub-trito-carbonato de hierro disuelto por el sub-carbonato de potasa, se llamaba en otro tiempo *tintura marcial alcalina* de STAHL. Esta tintura tarda poco en deponer una gran parte de sub-carbonato de hierro que entra en su composicion.

Preparacion. Se obtiene el nitrato de hierro cristalizado y sin color, dejando por mucho tiempo en un frasco tapado, el deutóxido de hierro con ácido nítrico (VAUQUELIN. Tambien se prepara echando ácido nítrico concentrado en el hierro; pero entonces es amarillo, y hay una gran porcion de peróxido formado que no se disuelve en el ácido.

526. *Trito-hidro-clorato ácido de hierro.* Es producto del arte: su disolucion tiene un color amarillo subido, un sabor muy estíptico, y da por evaporacion agujitas amarillas que atraen la humedad del aire; cuando se calienta hasta el rojo, se obtiene gas ácido hidro-clórico, cristales que se subliman en forma de pajitas, parecen ser cloruro de hierro; y en fin un producto fijo formado probablemente de cloro y de hierro en otras proporciones. Si en lugar de calentar solo este hidro-clorato, se le mezcla con sal amoniaco sólida (hidro-clorato), se sublima una materia amarillenta conocida con el nombre de *flores marciales* (*ens martis*) que se forma de sal amoniaco, y de una corta cantidad de cloruro de hierro. No se emplea sino en la preparacion de estas flores marciales.

527 *Propiedades medicinales del hierro.* Las preparaciones ferruginosas se deben mirar como tónicas, astringentes y aperitivas; causan la plenitud de los vasos, aceleran el curso de los humores, hacen al parecer mas fluida la bÍlis, mas intenso el color de la piel, &c.: asi es que no se emplean nunca en las enfermedades agudas de los individuos pletóricos, en especial de aquellos que tienen afecciones de pecho, ó que estan sujetos á la hemoptisis. Son muy útiles, 1.^o en las debilidades del estómago: 2.^o en los infartos escrofulosos ó lácteos de las glándulas: 3.^o en ciertas hidropesías pasivas, y en la mayor parte de leuco flemasias: 4.^o en las hemorragias pasivas y corrimientos atónicos de la vagina, de la uretra, de los intestinos, &c.: asi es que el flujo abundante de los menstruos, nacido de relajamiento del útero, y la debilidad de todos los órganos, las flores blancas, y ciertas diarreas ceden fácilmente á estas preparaciones: 5.^o en las clorosis, que designan los autores con el nombre de *ictericia blanca*, en que se disminuye singularmente la vitalidad de todas las partes: 6.^o en la anemia ó privacion de la sangre, enfermedad que tiene mucha relacion con la precedente: 7.^o en la supresion de las reglas, que proviene de falta de resorte en la matriz, pues serian peligrosas en caso que hubiese plétora, pesadez de la matriz, irritacion &c.: 8.^o en los vómitos abundantes y espasmódicos: son inútiles cuando este síntoma pende de una afeccion orgánica del píloro, del hígado &c.: 9.^o en las afecciones verminosas, segun ALIBERT.

Entre las preparaciones que acabamos de describir, las que mas se emplean son el *deutóxido negro de hierro* (etíope marcial); los azafranes de marte astringente y aperitivo (tritóxido y carbonato de tritóxido), y las disoluciones de carbonato ó de sulfato de hierro (aguas ferruginosas artificiales): las dos primeras se dan desde 4 hasta 12 ó 18 granos, en forma seca, y juntas con diferentes extractos ó conservastónicas. Las aguas ferruginosas se componen regularmente con 12 á 15 granos de carbonato ó de sulfato de protóxido de hierro, que se hace disolver en agua privada de aire: se cuida de hacer la disolucion del carbonato con el auxilio del gas ácido carbónico. El agua de hierro es una preparacion de esta especie. Los experimentos nuevos prueban que la disolu-

cion de 18 á 24 granos de sulfato de protóxido de hierro en dos cuartillos de agua, puede ser en extremo útil para cortar ciertas fiebres intermitentes, bien que nunca se ha de perder de vista, al dar este medicamento, que es venenoso cuando se da en fuerte dosis. SMITH hizo ver que ocasiona la insensibilidad general y la muerte, cuando se introduce en el estómago, ó se aplica sobre el tejido celular en la dosis de dos dracmas. Las *flores marciales de sal amoniaco* se dan en píldoras, ó en un caldo desde 2 hasta 12 granos. Se emplea tambien, aunque raras veces, el hidro-clorato de hierro (muriato), y la tintura marcial alcalina de STAHL. Se hace frecuente uso de las limaduras de hierro.

DEL ESTAÑO.

El estaño se encuentra en Alemania, en Inglaterra, en Banca, en Malaca; hay en el departamento de la alta Viena, en Francia, una mina de estaño bastante rica para explotarse con ventaja, segun los resultados del análisis de DESCOSTILS. El estaño se encuentra siempre en estado de óxido ó de sulfuro.

528. Es sólido, de color semejante al de la plata, mas duro y brillante que el plomo, bastante maleable para sacar láminas ú hojuelas delgadas; pero se tira mal en alambre. Su peso específico es de 7,291: tiene la singular propiedad de crugir cuando se dobla; fenómeno que se designa con el nombre de *crugido del estaño*. Calentado en vasijas tapadas, se funde á 210°, y no se volatiliza; pero si está en contacto con *aire* ó con el *gas oxígeno*, se oxida con desprendimiento de calórico y de luz, si la temperatura es bastante alta. En frio no obran estos gases sobre este metal que suponemos perfectamente puro; pues si contiene plomo, no tarda en quedar deslucido por su contacto.

529. El gas *hidrógeno*, el *boro* y el *carbono* no ejercen sobre él accion alguna. El fósforo se combina con el estaño, y da un fosfuro blanco, del color de la plata, menos fundible que el estaño, capaz de trasformarse en ácido fosfórico ó en fosfato de estaño cuando se calienta al aire: parece formado de 82 partes de estaño y de 18 de fósforo. El *azufre* se une

directamente con el estaño y da dos sulfuros: el *proto-sulfuro* existe en la naturaleza combinado con sulfuro de cobre: es de color gris negruzco, brillante, cristalizable en hojas, indescomponible por el fuego: puede absorber vapor de azufre y pasar al estado de deuto-sulfuro: finalmente lo descompone el aire y el gas oxígeno, que lo trasforma en gas ácido sulfuroso y en sulfato de estaño, ó en gas ácido sulfuroso, y en óxido de estaño, segun es mas ó menos alta la temperatura. El *deuto-sulfuro de estaño* (oro musivo), no contiene oxígeno: es producto del arte: calentado en vasijas tapadas da azufre que se volatiliza, y proto-sulfuro negro fijo; no se desprende un átomo de gas ácido sulfuroso; bien que, si este deuto-sulfuro contuviese oxígeno, ¿como se pudiera obtener calentando partes iguales de estaño y de cinabrio, cuerpo compuesto solamente de azufre y de mercurio? (BERCELIUS y GAY-LUSSAC).

530. *Composicion.* El *proto-sulfuro* se forma de un átomo de estaño, que pesa 7,374, y otro de azufre, cuyo peso es 2, ó de 100 de metal y 27,1 de oxígeno. En el *per-sulfuro* hay un átomo de metal y dos de azufre ó 100 de estaño y 54,2 de azufre.

Preparacion. El *proto-sulfuro* se obtiene por el primer método (V. §. 180). El *deuto-sulfuro* se prepara, 1.º por el 2.º método (V. §. 180): 2.º calentando partes iguales de estaño y de sulfuro de mercurio (cinabrio), por cuyo medio el estaño se apodera del azufre y queda libre el mercurio: 3.º se hace mas comunmente una mezcla de parte y media de azufre, una parte de hidro-clorato de amoniaco, y otra parte de una mezcla compuesta de partes iguales de estaño y mercurio: se pulverizan. Se introduce en un crisol que se pone á un calor suave por espacio de algunas horas, y se obtiene el oro musivo en forma de una masa amarillenta y ligera: el mercurio que entra en esta última mezcla no hace mas que ponerla quebradiza, y por consiguiente fácil de pulverizarla.

El *iodo* se combina con el estaño dividido aun á una temperatura poco alta: el *ioduro de estaño* pulverizado es amarillo naranjado, sucio ó rojo moreno, segun las proporciones de iodo y de estaño: es muy fundible, descompone el agua, y produce ácido hidriódico y óxido de estaño.

531. Si despues de haber levantado la temperatura del estaño se pone en contacto con cloro gaseoso, se enrojece, se apodera del gas, y pasa al estado de *deuto-cloruro* (licor fumante de LIBAVIO). Este deuto-cloruro es líquido, transparente, y tiene un olor picante muy fuerte; no enrojece el papel de girasol perfectamente seco. Calentado en vasijas tapadas, se volatiliza y se puede destilar, sin experimentar la menor descomposicion, con tal que no contenga agua, porque si la contiene, se descompone esta, y su hidrógeno forma con el cloro ácido hidro-clórico, que se volatiliza, mientras que el oxígeno se combina con el estaño y lo transforma en deutóxido. Puesto en contacto con el aire este líquido, absorve prontamente el vapor, lo descompone y pasa al estado de deuto-hidro-clorato de estaño que se precipita en forma de humo muy espeso. Echándolo en mucha agua se disuelve, la descompone, y el producto que resulta no se diferencia del deuto-hidro-clorato de estaño de que hablaremos; si está mezclado con muy poca agua, se combina con ella rápidamente, cristaliza, deja sentir un corto ruido, y hay desprendimiento de mucho calórico. Si se le hace hervir con ácido nítrico, se descompone este; su oxígeno se une al estaño y forma óxido que se precipita, y el gas nitroso (deutóxido de azoe) que resulta de esta descomposicion, se desprende con el cloro del cloruro igualmente descompuesto. El *espíritu* de LIBAVIO no quita el color al sulfato rojo de manganeso: el *cloro* no pierde la propiedad de quitar el color al añil disolviéndose en este líquido (GAY-LUSSAC). Se debe conservar en frascos con tapon de vidrio que tape perfectamente, y que se unte con una capa ligera de aceite, sin lo cual se encuentra la mayor dificultad para quitar el tapon.

Preparacion. Suele ponerse en una retorta una mezcla, perfectamente pulverizada, de partes iguales de deuto-cloruro de mercurio y de una aligacion que se hace con 2 partes de estaño y una de mercurio, se adapta á la retorta una *alargadera* y un recipiente, y se va calentando por grados: el deuto-cloruro cede el cloro al estaño, y el mercurio queda aislado: el *spiritus Libavii*, que se forma, se volatiliza, y pasa á condensarse al recipiente. Este experimento no saldria enteramente bien si el aparato esta húmedo. En otra parte hemos

dicho que PROUST hace esta operacion tomando 4 partes iguales de sublimado corrosivo y una de estaño. Tambien se puede obtener el *spiritus Libavii* haciendo pasar cloro gaseoso seco por entre estaño pulverizado.

Todavía existe otro proto-cloruro de estaño, que se puede obtener haciendo calentar estaño y proto-cloruro de mercurio (calomelas): es sólido, blanco, y se trasforma en proto-hidro-clorato, cuando se le pone en agua.

Composicion. El proto-cloruro de estaño se forma al parecer de un átomo de cloro (4,5), y otro de estaño (7,375), ó de 100 de estaño y 61,01 de cloro. Y suponiendo que el deuto-cloruro está compuesto de dos átomos de cloro y uno de estaño; se verá que le componen 100 partes de estaño, y 122,02 de cloro: resultado que se diferencia del que obtuvo DAVY, quien cree que el deuto-cloruro esta compuesto de 100 partes de metal, y 140 de cloro.

El *azoe* no tiene accion sobre el estaño. Al agua la descompone este metal, cuya temperatura se haya levantado, y se obtiene gas hidrógeno y deutóxido de estaño. No altera el gas *óxido de carbono*; quita el oxígeno al *protóxido de azoe* y obra probablemente lo mismo sobre el gas deutóxido.

No altera el ácido *bórico*: se ignora cual es su accion sobre el gas ácido *carbónico*; se apodera del oxígeno de ácido fosfórico, con tal que la temperatura sea bastante alta; no obra en frio sobre el ácido *sulfúrico* concentrado, pero si se calienta la mezcla, hay descomposicion de una porcion del ácido, desprendimiento de gas ácido sulfuroso, y produccion de sulfato de estaño. No se conoce la accion del ácido *sulfuroso* sobre este metal; lo mismo sucede respecto de la que ejercen los ácidos *iódico* y *clórico*. El ácido nítrico concentrado obra sobre él como sobre el hierro, y lo trasforma en deutóxido blanco, insoluble en este ácido en caliente, y hay produccion de nitrato de amoniaco. Si el ácido nítrico está un poco dilatado en agua, y se le hace obrar sobre este metal, lo hace pasar al estado de protóxido, que se disuelve en parte en el ácido no descompuesto. La porcion que no se disuelve se trasforma si se deseca á la temperatura de 55° , en una masa blanca semitrasparente, quebradiza y conocida con el nombre de *hidrato de estaño*, compuesta de 100 partes de pro-

tóxido y 24 de agua. Si en vez de desecar este óxido del modo dicho, se deja al aire libre, retiene tanta agua como dos veces el anterior, y conserva un hermoso color blanco, y un lustre sedoso que le hacen de una vista agradable (THOMSON).

El estaño descompone con prontitud el ácido nítrico. Calentado con gas ácido *hidro-clórico*, se apodera del cloro, y deja aislado el hidrógeno: si es líquido el ácido hidro-clórico, descompone el agua que entra en su composición, se combina con el oxígeno para pasar al estado de protóxido de estaño, soluble en el ácido hidro-clórico, y el hidrógeno se desprende: este fenómeno se verifica en frío. También descompone el gas ácido hidro-sulfúrico, se combina con el azufre, y deja aislado el gas hidrógeno. No tiene acción alguna sobre el ácido hidro-flúrico.

El estaño se puede combinar con varios metales que dejamos estudiados; esto es, 1.º con el potasio: 2.º con el sódio: 3.º con el hierro. Haciendo fundir ocho partes de estaño y una de hierro, y cubriéndolo todo con vidrio molido, se obtiene una aligación quebradiza, fundible antes de llegar al calor rojo, y de que se puede usar para estañar el cobre. La *hoja de lata* se debe considerar como una hoja de hierro, cuyas superficies están combinadas con estaño, y de consiguiente como una verdadera aligación.

Esta aligación no presenta cristalización manifiesta; sin embargo de que se puede hacer que tome una apariencia cristalina bien sacada y un brillo muy agradable cuando se opera en ella convenientemente con los ácidos.

A. ALARD se debe el descubrimiento de este arte que constituye el *muer metálico*.

Método. Se calienta un poco la hoja de lata (la mejor es la de Inglaterra): se humedece ligeramente en toda su extensión con una esponja empapada en una mezcla de ácidos (1): el *muer* se forma en menos de un minuto: se empapa la hoja en agua fría, y se lava frotándola un poco con un pedazo

(1) Las mezclas mas convenientes, según HERPIN, son las siguientes: 1.º 2 partes de ácido nítrico, 2 de ácido hidro-clórico, 3 ó 4 de agua destilada: 2.º partes iguales de agua y de ácido nítrico, hidro-clórico, sulfúrico: 3.º 4 partes de ácido nítrico, una de hidro-clorato de amoníaco: 4.º 4 de ácido nítrico, una de hidro-clorato de sosa y 2 de agua destilada.

de cotton ó con las barbas de una pluma , mojadas en agua de rio , ó mejor de agua destilada que contenga una cucharada de ácido en cada litro : es necesario que esto se haga en el momento conveniente , es decir , cuando se formen unas manchas cenicientas y negras : despues de lavado , se deja que se seque. Si no se quiere barnizar despues se cubre toda con una capa algo gruesa de goma arábica disuelta en agua. La variedad de colores que á veces se observa en el *muer* se debe á los barnices colorados y trasparentes.

Teoría del muer. La hoja de lata , desde el instante de su formacion , presenta una cristalización que no es visible , á causa de que las moléculas cristalizadas se unen á otras que no guardan formas regulares ; los ácidos disuelven estas últimas y dejan libres las primeras.

El estaño se emplea en la aligacion del metal de campanas y cañones , del oro musivo , de la potea , y de diferentes sales de estaño. Se usa para estañar el cobre , para soldar las cosas de plomo , para azogar los espejos , &c. Lo miran algunos médicos como vermífugo , y lo dan como tal en limaduras , en la dosis de 1 , 2 , 3 , 6 dracmas en algunas cucharadas de un líquido antelmíntico , se ha ponderado contra la lepra , y en fin entra en la composicion antiéctica de POTERIO , y en el *lilium* de PARACELSO. Ya hace mucho tiempo que han abandonado las píldoras *antistéricas joviales* y otras , de las que era base el estaño , ó algunas de sus sales.

Peso de un átomo de estaño. El protóxido de estaño está formado de 100 partes de metal y 13,55 de oxígeno : y considerándolo como compuesto de un átomo de oxígeno , cuyo peso es 1 , y de otro de metal , el peso de este último será 7,375.

Extraccion. Solo se benefician las minas de óxido : se comienza por quebrantarlas para separar la ganga ó las tierras con que estan mezcladas , lo que se consigue fácilmente haciendo correr sobre el mineral , puesto en un plano inclinado , agua que no se lleva mas que la ganga , mucho mas ligera que el mineral : entonces se calienta fuertemente el óxido con carbon mojado , y el estaño aislado cae en el suelo y pasa á un recipiente ó pilon. Sino se moja el carbon , se llevaria el viento de los fuelles una porcion del óxido. Si contiene el mineral sulfuros de hierro y de cobre , se calcina para trasformarlo

en sulfatos de hierro y de cobre, y en óxido de hierro, de cobre y de estaño: se opera sobre estos productos con agua que no disuelve sino los sulfatos; se lavan los óxidos sobre planos algo inclinados; á los de hierro y de cobre mas ligeros que el de estaño, se los lleva el agua y queda este casi puro. Si contuviese todavía óxido de hierro, se separa con una barita magnetizada. Obtenido así el óxido de estaño se opera sobre él con el carbon, como acabamos de decir.

DE LOS OXIDOS DE ESTAÑO.

Se conocen dos óxidos de estaño.

532. *Protóxido de estaño.* Es producto del arte; blanco cuando está unido con el agua, y gris negruzco cuando está seco; indescomponible al fuego: absorve fácilmente el gas oxígeno puro, y el que contiene el aire, y pasa al estado de deutóxido: esta absorcion se verifica con desprendimiento de calórico y de luz cuando la temperatura es bastante alta. Al aire no se puede trasformar en carbonato: con la potasa líquida se disuelve, y la disolucion filtrada y abandonada á sí misma en un frasco tapado, deja precipitar al cabo de cierto tiempo estaño metálico, y se halla que contiene entonces deutóxido de estaño (PROUST). Estos hechos prueban que la potasa descompuso el protóxido, y lo trasformó en deutóxido de estaño soluble en el álcali, y en estaño metálico. No tiene usos. Se forma, segun GAY-LUSSAC, de 100 partes de metal, y de 13,55 de oxígeno, ó de un átomo de oxígeno y otro de estaño: de donde se sigue que el peso de un átomo de protóxido es 8,375. Se obtiene descomponiendo el proto-hidrociorato de estaño con el amoniaco, y lavando el *precipitado*.

Deutóxido de estaño. Se suele hallar en la naturaleza: existe en Inglaterra, en España, en Bohemia, en Sajonia, en Banca, en Malaca &c.: es blanco, y no se pone negro al secarse: es fundible, indescomponible al fuego, y no puede absorver mas oxígeno. Se disuelve muy bien en la potasa ó la sosa, tanto que algunos químicos lo miran como un ácido que llaman *ácido estánnico*. Sirve el óxido de estaño natural para extraer el metal: entra en la composicion de la potea, preparacion que sirve para pulimentar los cristales, y que se forma

casi enteramente de deutóxido de estaño, y protóxido de plomo.

El deutóxido de estaño está compuesto de un átomo de metal y dos de oxígeno, ó de 100 de metal y 27,1 de oxígeno. Se obtiene operando sobre el estaño en granitos con el ácido nítrico hirviendo: hay gran efervescencia y se forma el óxido, se lava y se seca.

DE LAS SALES QUE FORMA EL PROTOXIDO DE ESTAÑO.

Las disoluciones salinas de estaño poco oxidado, expuestas al aire, se enturbian, absorven oxígeno, y dan un precipitado que tan pronto es deutóxido, como sub-sal al segundo grado de oxidación. El cloro las trasforma en deutó-sales (V. *Accion del cloro sobre las sales de protóxido de hierro*). Estas descomponen el ácido sulfuroso que les cede oxígeno y se precipita azufre. Los hidro-sulfatos de potasa, de sosa ó de amoniaco, y el ácido hidro-sulfúrico las descomponen y precipitan un hidro-sulfato de protóxido de color de chocolate. La potasa la sosa el amoniaco &c., hacen en ella un precipitado blanco de protóxido, soluble en un exceso de potasa y de sosa. Segun algunos químicos se compone este precipitado de deutóxido de estaño y de estaño metálico. (V. *Protóxido de estaño*). La cochinilla da lugar á un precipitado carmesí puro; y el hidro-cianato de potasa y de hierro (prusiato de hierro), á un precipitado blanco.

533. *Proto-sulfato de estaño*. Esta sal, producto del arte, es poco soluble en el agua, y capaz de dar por una evaporacion lenta, prismas largos y muy delgados. Cuando se hace hervir con ácido sulfúrico concentrado pasa al estado de deutó-sulfato (BERTHOLLET hijo). No tiene usos.

Preparacion. Se obtiene echando ácido sulfúrico concentrado en una disolucion de hidro-clorato de protóxido de estaño, y se precipita en forma de polvo blanco.

534. *Proto-nitrato de estaño*. No se halla en la naturaleza: suele ser líquido, amarillento, ácido, incristalizable, y que se puede trasformar por la simple evaporacion en deutóxido de estaño, en cuyo caso se descompone el ácido nítrico, y cede el oxígeno al protóxido: expuesto al aire absorve el oxígeno, y se precipita deutóxido; fenómeno que pen-

de de que el ácido nítrico no se halla ya bastante abundante para tener óxido en disolucion. No tiene usos.

Preparacion. Se echa en el metal cortado en pedazos, estando al abrigo del aire, y á la *temperatura ordinaria*, ácido nítrico, cuyo peso es 1,114; una porcion del ácido se descompone para oxidar el metal, y la otra porcion disuelve el óxido formado.

535. *Hidro-clorato de protóxido de estaño.* Es producto del arte: se obtiene en forma de agujitas blancas, de sabor muy estíptico, que enrojece la infusion de girasol, y son muy solubles en el agua: expuesto al aire pasa al estado de sub-deuto-hidro-clorato insoluble. El agua destilada no enturbia esta disolucion pura; pero si está mezclada con el hidro-clorato de protóxido de antimonio, la precipita fuertemente este líquido, que no solo descompone la sal de antimonio, sino que tambien precipita una gran parte del óxido de estaño, como lo prueba THENARD. Esta sal descompone los ácidos nítrico y nítrico á la temperatura ordinaria, la ceden una porcion de su oxígeno, y se trasforman en gas deutóxido de azoe; la disolucion se enturbia y pasa al estado de sub-deuto-hidro-clorato de estaño insoluble. Esta disolucion descompone tambien las sales de hierro muy oxidadas, y las deja en un grado de oxidacion inferior: lo mismo sucede con otras varias preparaciones metálicas de que se tratará mas adelante. Rara vez se emplea en las artes el hidro-clorato de protóxido de estaño; lo que suele servir es una mezcla de mucho proto-hidro-clorato, y de sub-deuto-hidro-clorato. Ya no tiene usos en la medicina: obra como los venenos irritantes, y causa la muerte á las 15 ó 18 horas, cuando se da en la dosis de una dracma ó dracma y media. La leche lo descompone completamente y con la mayor prontitud, y asi se la debe mirar como antídoto.

Preparacion. Se obtiene calentando el metal *bien cortado* con ácido hidro-clórico líquido y concentrado: conviene hacer esto en una retorta que tenga un recipiente, para que no se pierda el ácido hidro-clórico que se evapora. Se descompone el agua para oxidar el metal, y se desprende gas hidrógeno. El hidro-clorato formado cristaliza cuando se en fria: debe conservarse al abrigo del aire.

536. *Proto hidro-sulfato de estaño.* Es producto del arte, y de color semejante al del chocolate, insoluble en el agua, insípido, y no tiene usos.

DE LAS SALES QUE FORMA EL DEUTOXIDO DE ESTAÑO.

Las sales solubles que forma el deutóxido de estaño, estando saturadas de oxígeno, no padecen alteracion exponiéndolas al aire, ni mezclándolas con el cloro, el ácido sulfuroso, los ácidos nítrico, nitroso &c. Los hidro-sulfatos solubles precipitan en ellas hidro-sulfato de estaño *amarillo*. La *potasa*, la *sosa* y el *amoníaco*, separan el deutóxido, que se disuelve muy fácilmente en un exceso de potasa y de sosa. La *cochinilla* ocasiona en ella un precipitado *escarlata*; el hidro-cianato de potasa y de hierro las precipitan en blanco.

537. *Deuto-sulfato de estaño.* Es producto del arte, que se obtiene en forma de un líquido ácido é incristalizable: evaporado hasta la consistencia de jarabe, y echándole agua deja precipitar cierta cantidad de óxido (BERTHOLLET hijo). No tiene usos. *Preparacion.* Se hace hervir el proto-sulfato de estaño con el ácido sulfúrico concentrado.

538. *Deuto-nitrato de estaño.* Es poco conocido: existe sin embargo, porque el deutóxido de estaño se disuelve en frio en el ácido nítrico, sin desprendimiento de gas nitroso, y seria imposible formarlo con el calor, siendo el deutóxido insoluble en el ácido nítrico á una temperatura alta.

539. *Deuto-hidro-clorato de estaño.* Es producto del arte; y como el proto-hidro-clorato tiene un sabor estíptico, cristaliza en agujitas, y enrojece la infusion de girasol: es delicuescente, y sirve con muy buen efecto, como mordiente en el tinte de *escarlata*.

Preparacion. Se puede obtener echando el *per-cloruro* en agua, ó haciendo pasar cloro gaseoso por entre una disolucion de hidro-clorato de protóxido, ó bien operando con el agua regia en el estaño.

540. Se vende en el comercio una *sal de estaño* de mucho uso en las fábricas, que se compone de proto-hidro-clorato, de sub-deuto-hidro-clorato de estaño y de una sal ferruginosa: se diferencia del proto-hidro-clorato en las propiedades siguientes: el agua destilada no la disuelve nunca enteramente

lo que pende de la insolubilidad del sub-deuto-hidro-clorato que contiene: los hidro-sulfatos de potasa, de sosa y de amoníaco, precipitan en ella un polvo negro, mientras que el precipitado que forman en el proto-hidro-clorato tiene el color de chocolate &c. Se usa de esta sal de estaño en las fabricas de porcelana, para hacer la púrpura de casio (V. *art. Oro.*), y en las de telas pintadas, como se dirá en adelante.

DE LOS METALES DE LA CUARTA SECCION.

Los principales caractéres que asigna THENARD á los catorce metales que comprende esta clase (1), son: 1º no descomponer el agua en caliente ni en frio: 2º absorber el oxígeno á una temperatura alta: 3º dar óxidos que no se pueden reducir con solo el calor. Seis de estos metales pueden llegar á ser ácidos combinándose con suficiente cantidad de oxígeno: los otros no tienen esta propiedad.

El ácido *sulfúrico* obra sobre ellos casi como sobre los metales de la tercera clase: lo mismo hace el ácido *nítrico*, á excepcion de que en algunas circunstancias los hace pasar al estado de ácido. El ácido *hidro-clórico* líquido puede disolver algunos despues de haberlos oxidado, pues el agua se descompone, su oxígeno se combina con el metal y se desprende el hidrógeno: la descomposicion del agua, que como hemos dicho, no la haria el metal solo, se verifica aqui en virtud de una afinidad doble; esto es, 1º la del metal con el oxígeno; y 2º la del óxido pronto á formarse por el ácido hidro-clórico.

DE LOS PRODUCTOS OXIDADOS DE LA CUARTA CLASE.

Estos productos son ácidos ú óxidos: los primeros ponen en general roja la infusion de girasol, y se unen con los álcalis para formar sales: los segundos no alteran el color de girasol: algunos de ellos ponen verde el jarabe de violetas; y algunos en fin se combinan con los ácidos, y forman sales.

(1) Creemos deber añadir á los trece metales comprendidos en la cuarta seccion de la obra de THENARD, el plomo.

DE LAS SALES DE LA CUARTA CLASE

Se hallan en esta clase sales producidas, 1^o por uno de los óxidos de la clase, y por un ácido no metálico: 2^o por un ácido metálico, y por un óxido, sea el que quiera: tales son por ejemplo los *arseniatos*. A las primeras cuando son solubles, las descompone la potasa, la sosa y el amoniaco, los hidro-sulfatos, y casi siempre el hidro-cianato de potasa y de hierro (prusiato).

METALES QUE PUEDEN HACERSE ACIDOS COMBINANDOSE CON EL OXIGENO.

Estos metales son el selenio, el arsénico, el molibdeno, el cromo, el tungsteno y el columbio.

DEL SELENIO.

BERZELIUS descubrió el selenio á fines del año de 1817, y desde entonces acá no se ha encontrado mas que en el azufre de FAHLUN, donde se halla en muy corta cantidad. Su nombre se deriva de *Selen*, luna, atendiendo á la analogía que tiene con el *telluro* (derivado de *tellus telluris*, la tierra.)

Cuando el selenio está frio despues de haberle fundido es sólido, brillante y de color moreno; tiene una fractura vítrea y de color de plomo; le raya el cuchillo con facilidad: es frágil: su peso específico es 4,32. Es mal conductor del calórico. Expuesto á la accion del *fuego* en vasos cerrados hierve y se puede destilar. No es conductor del fluido eléctrico (1).

541. Calentado en un frasco grande lleno de gas *oxígeno* ó de aire atmosférico, se evapora y pasa al estado de óxido. Si despues de haberle calentado en una bola de cristal bastante

(1) Algunos químicos consideran al selenio como un cuerpo que tiene á la vez, las propiedades de los metales y las de los cuerpos simples no metálicos; se puede decir que establece el paso de una de estas clases de cuerpos á la otra; pero sin embargo se acerca mas al azufre que á los metales.

chica para que no pueda desacerse, se pone en contacto con una corriente de gas oxígeno, hierve, absorbe el gas, arde con una llama de luz débil, y pasa al estado de ácido *selénico*. Si se inflama cuando está en contacto con el aire, se oxida, arde con una llama de color azul celeste, y el óxido que se forma se evapora esparciendo un olor muy fuerte de berza corrompida (*propiedad esencial*): este óxido siempre queda mezclado con el aire.

El hidrógeno se puede combinar con el selenio y formar gas ácido *hidro-selénico*: se obtiene echando ácido hidro-clórico disuelto en un compuesto de *selenio* y *potasio*, colocado en una retorta que tenga un tubo encorvado que vaya á parar debajo de unas campanas llenas de mercurio, el agua se descompone: el oxígeno trasforma el potasio en deutóxido, y el hidrógeno se une al selenio. El gas ácido hidro-selénico es mucho mas soluble en el agua que el gas ácido hidro-sulfúrico: la disolucion tiene un gusto hepático: enrojece el papel de tornasol y da á la piel un color moreno que no se puede quitar con agua. Precipita todas las disoluciones metálicas neutras; y los precipitados son seleniuros unas veces, y otras hidro-seleniats metálicos. El gas ácido hidro-selénico es sumamente deletereo.

El *carbono* es capaz de combinarse con el selenio. El *fósforo* fundido disuelve al selenio en cualquiera proporcion, y el sulfuro que resulta de esto tiene la propiedad de descomponer el agua. El azufre se puede unir directamente con el selenio, pero el mejor modo de obtener este sulfuro consiste en precipitar una disolucion de ácido selénico con el gas ácido hidro-sulfúrico. El sulfuro de selenio tiene un color de naranja subido: se funde muy facilmente, y es capaz de reblandecerse á la temperatura del agua hirviendo: es soluble en potasa y sosa: calentado con el contacto del aire, se descompone y trasforma en ácido sulfuroso, y en óxido de selenio que se volatilizan.

El selenio absorbe en frio al cloro; en cuya absorcion se levanta la temperatura, y se forma un cloruro líquido, negruzco, que puede absorber otra cantidad de cloro y pasar al estado de deuto-cloruro blanco.

542. El ácido *nítrico* apenas tiene accion sobre el selenio enfrio; pero en una temperatura alta le disuelve rapidamente, se descompone, le cede su oxígeno y le trasforma en ácido se-

lénico. El agua regia tiene la misma acción, pero todavía más enérgica. El ácido que se forma se puede obtener en cristales prismáticos dejando enfriar lentamente el líquido.

El *potasio*, el *zinc*, el *hierro*, el *estaño* y otros muchos metales se pueden combinar con el selenio, y formar compuestos que tienen mucha relación con los sulfuros.

DEL OXIDO DE SELENICO.

543. Este óxido es producto del arte; es gaseoso, tiene un olor fuerte de berza corrompida, es muy poco soluble en agua no tiene acción sobre los álcalis cáusticos disueltos en agua, y no posee la propiedad de combinarse con los ácidos para formar sales. Se obtiene como hemos dicho (§. 541), y se quita el ácido selénico que suele contener, por medio del agua; destilada, la cual disuelve este ácido. No tiene usos.

DEL ACIDO SELENICO.

544. El ácido selénico no se halla en la naturaleza. Se puede obtener en forma de agujas tetraedras muy largas, que enrojecen la tintura de tornasol, y que tienen un sabor ácido ardiente. Es *volátil*, pero mucho menos que el agua: atrae fuertemente la humedad del *aire*; se disuelve muy bien en agua y en alcohol, y su disolución acuosa, si se evapora lentamente, da prismas estriados. Le descompone el gas ácido hidro-sulfúrico, cuyo hidrógeno se une al oxígeno del ácido selénico para formar agua, al mismo tiempo que el azufre se une al selenio, y forma un sulfuro de color de naranja subido. Si se introduce una lámina de *zinc* ó *hierro* pulimentado en una mezcla de ácido selénico y ácido hidro-clórico, el selenio se precipita poco á poco en forma de copos rojos, morenos ó negruzcos, según la temperatura. En este experimento, el zinc ó el hierro se apoderan del oxígeno del ácido selénico y se transforman en óxidos que quedan disueltos en el ácido hidro-clórico. El ácido selénico se combina con los óxidos metálicos y forma sales que toman el nombre de *seleniados*. Se obtiene operando sobre el selenio con ácido nítrico. (V. §. 542.) No tiene usos.

DE LOS SELENIATOS.

El carbon descompone los seleniatos á una temperatura roja, apoderándose del oxígeno del óxido para formar gas óxido de carbono ó ácido carbónico, y el selenio que queda libre, se sublima en parte, y otra porcion queda unida al óxido metálico ó al metal que proviene de la descomposicion de este óxido. Los seleniatos neutros, escepto los de potasa, de sosa y de amoniaco, son insolubles ó poco solubles en *agua*. No tienen usos.

Composicion. El ácido contiene en los seleniatos neutros, tanto oxígeno como dos veces el óxido. En los *seleniatos acídulos* (*bi-seleniatos*), el ácido contiene tanto oxígeno como cuatro veces el óxido, y por último, en los *seleniatos ácidos* (*cuadri-seleniatos*) el ácido contiene tanto oxígeno como ocho veces el óxido.

Preparacion. Los seleniatos se obtienen por el método 1º (V. §. 202.)

DEL ARSENICÓ.

Se halla el arsénico, 1º en estado nativo: 2º en estado de óxido: 3º combinado con el azufre y algunos metales: 4º en fin entra en la composicion de varios arseniatos que se encuentran á veces en la naturaleza.

545. El *arsénico* es un metal sólido, tiene el color gris del acero; es brillante cuando está recién preparado; su textura es granulosa, y á veces escamosa, su dureza no mucha, su fragilidad muy grande, su peso específico de 8,308, segun BERGMAN; exhala algun olor cuando se frota en las manos, y es insípido.

Expuesto á la accion del calórico en vasos tapados, se sublima el arsénico á la temperatura de 180º, y cristaliza en tetraedros sin fundirse ni experimentar la menor alteracion. Para fundirle es menester calentarlo á una presion mucho mas fuerte que la de la atmósfera. Si se pone en contacto con el gas *oxígeno*, y se levanta la temperatura, pasa al estado de óxido blanco (ácido arsenioso) que se sublima: la absorcion del oxígeno se verifica con desprendimiento de calórico y de luz azulada. Los mismos fenómenos se observan si se sustituye el aire al gas oxígeno, como se puede ver echando algunas dracmas de arsénico metálico en un platillo hecho ascua y ancho de bo-

ca: los vapores blancos que se forman en estas circunstancias tienen un olor semejante al del ajo, y es muy peligroso respirarlos.

Propiedad esencial. Algunos químicos piensan que el arsénico puesto á la acción del aire ó del gas oxígeno húmedo, pasa al estado de protóxido negro, que desluce el brillo del metal. PRÜST no admite este óxido, y lo mira como formado de arsénico metálico y de óxido blanco, pues que calentado directamente en vasos tapados, se saca óxido blanco muy volátil (*ácido arsenioso*) y arsénico. Sea lo que quiera, este producto que no se diferencia del que sirve para matar las moscas, atrae prontamente la humedad del aire, se hace grumos y toma un aspecto ceniciento rojizo: si se acumula en bastante cantidad se calienta, se enciende, é inflama á las sustancias ávidas de oxígeno en que está encerrado. Sucedió un accidente de esta naturaleza en un almacén de París.

546. El gas *hidrógeno* se puede combinar directamente con el arsénico, para lo cual basta ponerlo en contacto con el gas que se produce descomponiendo el agua con la columna de VOLTA, en cuyo caso se forma un *hidruro sólido*. También existe un producto gaseoso formado de estos dos elementos, que no se puede obtener directamente, y cuya preparación explicaremos mas abajo. El *hidruro* de arsénico es sólido, sin olor ni sabor, moreno rojizo, mate é indescomponible á un calor inmediato al rojo cereza: calentado con gas oxígeno ó con aire, se descompone y trasforma en agua y en óxido blanco de arsénico, en cuyo caso se verifica la absorción del oxígeno con desprendimiento de calórico y de luz. No tiene usos.

Hidrógeno arseniado. Nunca se halla este gas en la naturaleza; no tiene color, su olor es fétido y nauseoso. Un decímetro cúbico pesa, segun DAVY, 0, granos 9714; no enrojece los colores azules vegetales. Puesta una corriente de chispas eléctricas, parece que se descompone en hidruro de arsénico, y en gas hidrógeno: es probable que un calor fuerte lo descompondría también. Se puede liquidar, segun STROMEYER, á un frío de 30—0°. Calentado con suficiente cantidad de oxígeno, se trasforma en agua y en óxido blanco de arsénico, con desprendimiento de luz. El agua aireada lo descompone: el oxígeno del aire, contenido en este líqui-

do, transforma el hidrógeno en agua y el arsénico en óxido.

Propiedad esencial. Cuando está en contacto con el aire se puede encender con una luz, y al paso que absorve el oxígeno se tapiza interiormente la campana que lo contiene de una materia morena, que segun THENARD, es hidruro de arsénico. Tambien se inflama en el cloro, que lo descompone y se forma ácido hidro-clórico y cloruro de arsénico. Igualmente lo descompone el azufre, que se une al hidrógeno y produce ácido hidro-sulfúrico, mientras que el arsénico pasa al estado de sulfuro de arsénico auxiliado con una cantidad de azufre. El zinc, el estaño, el potasio y el sódio lo descomponen igualmente á una temperatura alta, se apoderan del arsénico, y dejan aislado el hidrógeno. Cien partes de este gas en volúmen contienen 140 partes de gas hidrógeno. Su accion sobre la economía animal es de las mas perniciosas. GEHLEN, catedrático distinguido en Munich, acaba de morir envenenado con este gas. Trataba este sabio de formar juicio por el olor del momento en que el gas comenzaria á desprenderse, y apenas pasó una hora se vió atacado de vómitos continuos con calofrios, y una debilidad que asustaba: espiró á los nueve dias con terribles tormentos, á pesar de haber sido sumamente corta la cantidad de metal que pudo haber inspirado. Este gas parece que obra sobre el sistema nervioso. No se emplea en nada.

Preparacion. Se pone á la accion de un calor suave una redoma de tubo encorvado, que tenga una parte de aligacion de estaño y de arsénico hecha polvo, y 4 ó 5 partes de ácido hidro-clórico: con lo cual se desprende el gas hidrógeno arseniado, y queda en la redoma hidro-clorato de estaño. *Teoría.* Se descompone el agua del ácido hidro-clórico; su oxígeno oxida al estaño, y el hidrógeno se une al arsénico, y forma el gas de que hablamos.

Ni el boro ni el carbono tienen accion sobre el arsénico. El fósforo, calentado con polvo de este metal, á cubierto del contacto del aire, se combina con él y da un fósforo brillante, quebradizo, descomponible por el aire y por el oxígeno á una temperatura alta: en este caso se forma ácido fósforico y óxido blanco de arsénico que se volatiliza, y hay desprendimiento de calórico y de luz. Este fosfuro no tiene usos.

El azufre puede unirse con el arsénico, y dar dos sulfuros,

á saber: el oropimente y el rejalgar. 1.º *Oropimente natural*. Existe en Hungría, en Transilvania, en Georgia, en Valaquia, en Natolia, y en diferentes partes del oriente. Es sólido, de un hermoso color amarillo de limon, sin olor ni sabor y laminoso. Su peso específico es de 3,45; se funde mas fácilmente que el arsénico, y tarda poco en volatilizarse. El aire y el gas oxígeno lo trasforman en gas ácido sulfuroso, y en óxido blanco de arsénico si la temperatura es alta: se forma de 163 partes de arsénico y de 100 partes de azufre. Sirve en las fábricas de telas pintadas para disolver el añil: los pintores usan de él algunas veces. Introducido en el estómago de los perros en la dosis de una á dos dracmas, les da la muerte al cabo de 36 á 48 horas, y se encuentran mas ó menos inflamados los tejidos del canal digestivo. *Oropimente artificial* (sulfuro amarillo de arsénico.) Se obtiene descomponiendo una disolucion acuosa del óxido blanco de arsénico por medio del gas ácido hidrosulfúrico; se forma agua y un sulfuro que se precipita. Tambien se prepara sublimando una mezcla de arsénico y azufre por medio de un calor que no pueda fundirla. Este obra con mas energía que el anterior, pues bastan 18 granos para matar á dichos animales en 15 á 18 horas (experimentos de SMITH.) Entra en la composicion del bálsamo verde, del colirio de LANFRANC &c. Se emplea rara vez solo, bien que se ha hecho uso de él en las supuraciones atónicas complicadas con fungosidades, y en los exantemas crónicos: pero está casi generalmente abandonado. Se forma de 100 partes de arsénico, y de 72,41 de azufre. 2.º *Rejalgar natural*. Se halla este sulfuro en San Gortardo, en Transilvania, en Sajonia, en Bohemia, y se encuentra casi siempre en las cercanías de los volcanes. Es sólido, de color rojo naranjado, sin sabor; se funde mas fácilmente que el oropimente, y se volatiliza: el aire y el gas oxígeno obran sobre él como sobre el precedente. Se forma de 233 partes de arsénico, y de 100 de azufre. Estas analisis hechas por LAUGIER, prueban que los sulfuros naturales no estan formados en las mismas proporciones que el sulfuro artificial. Sirve á veces en la pintura: los chinos lo emplean para hacer los vasos, en que echan vinagre que adquiere propiedades purgantes. Aplicados 40 granos de este sulfuro nativo sobre la pierna de un perro de ocho pulgadas de alto, le causaron la muerte á los seis dias, y

sus intestinos presentaban ulceraciones *miliarias*, y arrugas negruzcas. Aplicando sobre la pierna de otro perro una dracma y 26 granos del mismo sulfuro preparado en los laboratorios, le hicieron experimentar al tercer día convulsiones, que acabaron con la muerte en la noche del mismo día. Se hallaron hacia el píloro ulceraciones con fondo negro: el interior del recto presentaba algunas arrugas rojas y tubérculos lívidos. No se emplea en la medicina. *Rejalgar artificial*. Se obtiene haciendo fundir en un crisol tapado una mezcla de azufre y de arsénico.

El *iodo* se combina con el arsénico, y da un ioduro de color rojo de púrpura muy intenso y que tiene propiedades ácidas.

Cuando se echa arsénico pulverizado en cloro gaseoso, queda absorbido este gas y solidado por el metal: hay en esto desprendimiento de calórico y de luz, y formación de *cloruro* de arsénico (manteca de arsénico) que aparece en forma de humos blancos espesos, que se condensan pronto en un líquido transparente, sin color, de consistencia oleosa, capaz de congelarse, volátil y muy cáustico: se transforma en hidro-clorato cuando se pone en agua y se forma de 21,9 partes de arsénico, y de 33,6 de cloro. Si se considera como resultado de la unión de dos átomos de arsénico, que pesan 9,50, y tres de cloro, cuyo peso es 13,5, se verá que está compuesto de 23,6 de arsénico y de 33,6 de cloro.

Preparación. Se obtiene como el deuto-cloruro de estaño, escepto de que es necesario emplear 6 partes de sublimado corrosivo y una de arsénico.

El *azoe* no obra sobre el arsénico, ni el *agua*, ni el gas *óxido de carbono*. No se sabe como obra este metal sobre el gas proto y deutóxido de azoe.

No ejerce acción alguna sobre los ácidos *bórico*, *carbónico* y *fosfórico*. Este metal descompone el ácido *sulfúrico* concentrado con el calor, se desprende gas ácido sulfuroso, y se forma óxido blanco que se disuelve en el ácido no descompuesto. No se conoce la acción que ejercen sobre él los ácidos *iódico* y *clórico*: descompone rápidamente el ácido *nítrico* concentrado, con tal que se levante un poco la temperatura, y se transforma en una masa blanca que parece compuesta de óxido blanco y de ácido arsénico, según AMPERE; hay desprendimiento de gas *nitroso* (deutóxido de azoe). El ácido hidro-clórico líquido di-

suelve el arsénico con el auxilio del calor, el agua se descompone, y se desprende gas hidrógeno arseniado (THOMSON.) Se ignora la acción que tiene este metal sobre el ácido hidriódico. El ácido hidro-ftórico no parece que obra sobre él. Entre los metales que se han estudiado antes, el potasio, el sódio, el manganeso, el zinc, el hierro, y estaño se pueden combinar con el arsénico, y dar aligaciones que son quebradizas, aun cuando solo contengan $\frac{1}{10}$ de este metal; se exceptua el cobre, que exige mas para perder su ductilidad. Estas aligaciones son en general mas fundibles y de menos color que los metales que las componen, pues el arsénico tiene la propiedad de blanquear casi todos los metales con que se combina. Cuando se aliga una parte de hierro con dos de arsénico, se obtiene un producto blanco ceniciento, muy quebradizo, mucho mas fundible que el hierro, en ningun modo magnético y sin usos. Tres partes de estaño y una de arsénico dan una aligacion blanca, muy brillante, que sirve para preparar el gas hidrógeno arseniado: debe ser muy quebradiza, porque lo es el estaño por su combinacion con la vigésima parte de su peso de arsénico.

Usos. Aligado con el cobre y el platino, sirve el arsénico para hacer los espejos de los telescopios. Reducido á polvo y mezclado con agua aireada, se emplea para matar las moscas: en este caso el aire que contiene el agua trasforma el metal en óxido, que se disuelve en el líquido. Tambien sirve para purificar la platina como se dirá mas adelante.

Peso de un átomo de arsénico. Considerando al óxido blanco de arsénico como compuesto de 100 partes de metal y 31,6 de oxígeno, y suponiendo que esté formado de tres átomos de oxígeno, que pesan 3, y dos de arsénico, el peso de un átomo de este metal será 4,75.

Extraccion. Mientras se tuestan los minerales de cobalto arsenical, pasa al estado de óxido blanco una parte del arsénico; otra porcion se sublima en estado metálico cerca de la chimenea: se recoge esta última porcion y se sublima de nuevo en retortas de hierro colado.

DEL ÓXIDO BLANCO DE ARSÉNICO (ácido arsenioso).

Hasta que se demuestre con nuevos experimentos la existencia del protóxido de arsénico negrozco, no admitiremos mas que el óxido blanco. Hay otro producto que forman el oxígeno y el arsénico, que es el *ácido arsénico*, de que hablaremos despues de explicar las sales de arsénico.

El óxido blanco, conocido tambien con el nombre de *arsénico blanco*, ó *mata ratones*, se halla en Bohemia en forma de cristales blancos transparentes, y en Hesse, en polvo blanco. El que se vende en el comercio se obtiene calcinado ó tostado sobre una rejilla el mineral de cobalto arsenical, y se presenta en masas blancas vidriosas, semitransparentes y sin olor: son amarillas, ó amarillo rojizas cuando contienen sulfuro de arsénico: su sabor es acre y corrosivo. Puesto en polvo tiene alguna semejanza con el azúcar pulverizado: su peso específico es de 5,000. Calentado en un matraz de vidrio, se volatiliza y va á condensarse á la parte superior en una costra blanca, y en tetraedros menudos ó en octaedros. Puesto sobre las ascuas se volatiliza tambien y exhala vapores blancos, espesos y de olor de ajo.

Propiedad esencial. El mismo efecto se puede producir poniéndolo sobre una chapa de cobre ó de hierro hecha ascua. Poniendo una chapa de cobre sobre estos vapores, se cubre de una capa *blanca* muy hermosa, y no negrozca como se ha dicho sin razon: esta capa la forma el óxido que se volatiliza, y se puede quitar fácilmente con el dedo. No le descompone el calórico. El gas *oxígeno* no le hace experimentar alteracion alguna: expuesto al aire se pone cada vez mas opaco, y todas las partes amarillas acaban por blanquearse y perder su transparencia. Calentado con azufre le cede su oxígeno, y se obtiene gas ácido sulfuroso y sulfuro de arsénico. Reducido á polvo fino el óxido blanco de arsénico, y mezclado con su volumen de carbon y de potasa, se reduce fácilmente con el calor, y dá arsénico metálico: este experimento se puede hacer en un tubo de vidrio largo, estirado en la lámpara de esmaltar por uno de sus cabos, de manera que presente una boca muy pequeña: el arsénico metálico que se volatiliza se adhiere á lo interior del tubo á dos ó tres pulgadas de su fondo.

Segun KLAPROTH 1000 partes de agua hirviendo disuelven $77\frac{1}{4}$ partes de este óxido; y la misma cantidad de agua á 12° , no disuelve mas que $2\frac{1}{2}$ partes. Saturada en caliente esta disolucion depone al enfriarse prismas tetraedros que no contienen agua, y entonces tiene 30 partes de óxido y 1000 de agua.

Propiedades esenciales. 1^o Disuelto asi el óxido blanco de arsénico, no enrojece la infusion ni el papel de girasol; pero pone verde el jarabe de violetas, y restablece el color del papel enrojecido por un ácido. 2^o Precipita en blanco el agua de cal y no en negro, como lo indican casi todos los autores de medicina legal: este precipitado, formado de cal y óxido de arsénico, es soluble en un exceso de este último cuerpo. 3^o El gas ácido hidro-sulfúrico, ó el agua en que está disuelto, precipita la disolucion de óxido de arsénico en amarillo dorado: el precipitado es sulfuro amarillo de arsénico; de lo que se debe inferir que el oxígeno del óxido se ha combinado con el hidrógeno del ácido hidro-sulfúrico para formar agua, y que el azufre se une al arsénico. Con este reactivo se puede descubrir el óxido blanco de arsénico en un líquido que no contenga mas que $\frac{1}{1000000}$. 4^o Los hidro-sulfatos no enturbian de modo alguno esta disolucion, á menos que no se echen en la mezcla algunas gotas de ácido nítrico, hidro-clórico &c., que separando la base del hidro-sulfato, deja aislado el ácido hidro-sulfúrico: entonces se obtiene el mismo precipitado amarillo dorado. 5^o El óxido blanco de arsénico calentado con casi todas las bases y el agua, da productos análogos á las sales que se han llamado *arsenitos*. El fuego descompone alguno de estos productos: el agua solo puede disolver un corto número. A los que son solubles, como los de potasa y de sosa, los precipitan en blanco los ácidos sulfúrico, nítrico, hidro-clórico, que forman con la base una sal soluble, mientras se depone el óxido de arsénico (1). Sirve para hacer el verde de

(1) Creemos de nuestro deber explicar los caracteres de este óxido, cuyas propiedades venenosas son tan funestas. A mas de aquellos de que hemos hablado, hay otros dos de que haremos mencion en los artículos *cobre y plata*. El primero consiste en que la disolucion acuosa de óxido de arsénico, precipita en verde el sulfato de cobre amoniacal; y el segundo en la descomposicion del nitrato de plata líquido, y de la piedra infernal, por la misma solucion que da lugar á un precipitado amarillo.

SCHEFFLE; para purificar la platina, y á veces en las fábricas de vidrio para apresurar la vitrificacion. Su accion sobre la economía animal es de las mas perniciosas. Sea el que quiera el tejido animal sobre que se aplique, es absorbido y causa la muerte en poco tiempo, obrando sobre el sistema nervioso, los órganos de la circulacion, y el canal de los alimentos. (V. mi obra sobre los venenos.) Todavía no se conoce antídoto contra esta sustancia, y lo mejor que se puede hacer en los accidentes que ocasiona, es promover el vómito con bebidas dulcificantes y mucilaginosas. El óxido de arsénico entra en la composicion de la solucion mineral de FOWLER, que se ha empleado á veces con buen efecto contra las fiebres intermitentes; se dan 10, 15 ó 20 gotas en media taza de líquido, tres veces al dia, sin atencion á las horas de los paroxismos. (Es escusado advertir la mucha prudencia con que se ha de usar de este medicamento.) Para obtener esta tintura han de hervir en un matraz 64 granos de óxido de arsénico perfectamente pulverizado, 64 granos de sub-carbonato de potasa del comercio y 8 onzas de agua destilada. Cuando se completa la disolucion se añade al arsenito formado media onza de espíritu de espliego compuesto, y el agua suficiente para que haya una libra de líquido.

El óxido de arsénico es parte de la masa arsenical del hermano COMO, de que se suele usar para cauterizar las úlceras cancerosas de poca extension. Los experimentos de SMITH, la observacion que refiere ROUX, y otras varias que han recogido personas fidedignas, prueban que á la aplicacion exterior de este medicamento, se pueden seguir los síntomas mas funestos, y aun la muerte si se emplea en mucha dosis, ó que entre en su composicion demasiada cantidad de óxido de arsénico. Sin razon se obstinan algunos prácticos en sostener lo contrario.

Composicion del óxido blanco de arsénico. Este óxido se forma, segun PROUST, de 100 partes de arsénico y 32,979 de oxígeno; y suponiendo que esté compuesto de dos átomos de metal y tres de oxígeno, se verá que se compone de 100 partes de metal y 31,6 de oxígeno.

Preparacion. Cuando se tuestan las minas de cobalto arsenical, una parte del arsénico pasa al estado de óxido blanco volátil que se sublima; pero como este óxido no esta puro se sublima otra vez en retortas de hierro colado.

DE LAS SALES QUE FORMA EL ÓXIDO BLANCO DE ARSENICO.

El óxido blanco de arsénico tiene tendencia á unirse con otros óxidos, con los que hace en cierto modo el oficio de un ácido, mas bien que á combinarse con los ácidos para formar sales: es verdad que hay cierto número de estas sales cuyos caractéres debemos explicar: sus disoluciones se precipitan en blanco por el agua; y el óxido precipitado se vuelve á disolver en un exceso de agua. Los hidro-sulfatos solubles las precipitan en amarillo: lo que se depone es sulfuro amarillo de arsénico. El hidro-cianato de potasa y de hierro (prusiato), hace en ellas un precipitado blanco, soluble en el agua, y sin mezcla alguna de verde y amarillo.

547. *Borato de arsénico.* Es producto del arte, y se presenta, segun BERGMAN, parte en polvo blanco y parte en agujas. No tiene usos. *Preparacion* (V. §. 205.)

548. *Fosfato de arsénico.* No se halla en la naturaleza: está en cristalitos granujados, y no tiene usos.

Preparacion (V. §. 207.)

549. *Sulfato de arsénico.* Es producto del arte, que se obtiene en granitos cristalinos: calentándolo con el soplete exhala humo blanco, y se funde en un glóbulo que se evapora lentamente. No tiene usos.

Preparacion (V. 4º método, §. 202.)

550. *Nitrato de arsénico.* Hay, segun BERGMAN, un nitrato de arsénico que resulta de la accion del óxido blanco sobre el ácido nítrico dilatado en agua. Apenas es soluble, y se conduce como el precedente al soplete. No tiene usos.

Preparacion. (V. §. 202, método 1º)

551. *Hidro-clorato de arsénico.* Nunca se halla esta sal en la naturaleza. Cuando se prepara, disolviendo al calor, el óxido blanco en el ácido hidro-clórico, no tiene color, es acre, volátil y depone al enfriarse mucha cantidad de óxido blanco: el líquido frio, que ha hecho este depósito, deja precipitar todavía con agua mucho óxido. Segun BERGMAN se puede obtener cristalizado este hidro-clorato.

DEL ÁCIDO ARSENICO.

552. El ácido arsénico no se halla nunca puro en la naturaleza: existe en ella combinado con algunos óxidos metálicos en estado de arseniato. Es sólido, blanco, incristalizable; tiene un sabor metálico, cáustico, desagradable; pone muy roja la infusión de girasol, y su peso específico es de 3,391.

Expuesto á la acción del calórico en vasijas tapadas, no se volatiliza, se funde, se vitrifica y se descompone en oxígeno y en óxido blanco de arsénico volátil. Atrae la humedad del aire, y no le causa este agente ni el gas oxígeno ninguna otra alteración química.

Propiedades esenciales. 1º Puesto sobre las ascuas se hincha, pierde toda su humedad y se pone opaco; muy luego después lo descompone el carbon, que le quita una parte de su oxígeno, y lo hace pasar al estado de óxido blanco, que se volatiliza y exhala olor de ajo. 2º Con el carbon y la potasa, da como el óxido blanco, arsénico metálico. 3º Se disuelve muy bien en dos partes de agua fría: la disolución enrojece la infusión de girasol y el jarabe de violetas; precipita en blanco las aguas de cal, de barita y de stronciana, que transforma en arseniatos insolubles. El ácido hidro-sulfúrico gaseoso, ó disuelto en agua, obra sobre él como sobre la solución de óxido blanco; pero con mucha mayor lentitud. Se une á la mayor parte de los óxidos metálicos de las dos primeras clases, y forma sales. Si se destila hasta sequedad una parte de limaduras de *hierro*, y cuatro partes de ácido arsénico, se inflama la mezcla, se descompone en parte el ácido, el oxígeno se adhiere al hierro, y se sublima arsénico y óxido de arsénico: la porción de ácido, que no se descompone, forma con el óxido de hierro un arseniato. Poniendo *zinc* en ácido arsénico líquido, descompone al mismo tiempo una porción del agua y del ácido; absorbe oxígeno, y se combina con el ácido no descompuesto. Se desprende en este experimento gas hidrógeno arseniado, y se depone un polvo negro, que es arsénico metálico. Si se destila una mezcla de dos partes de ácido arsénico seco, y una parte de limaduras de zinc, se produce una detonación violenta, luego que es bastante el calor para que el zinc absorva el oxí-

geno del ácido arsénico. Calentando el *estaño* con este ácido, se apodera de su oxígeno, y el óxido que resulta se combina con el ácido no descompuesto. No tiene usos. Su acción sobre la economía animal es todavía mas enérgica que la del deutóxido de arsénico.

Composicion. Suponiendo que esté formado de dos átomos de arsénico y de cinco de oxígeno, se compondrá de 100 partes de arsénico y 52,631 de oxígeno; cuyas proporciones apenas se diferencian de las que, por experimentos directos, han hallado PROUST y THOMSON.

Preparacion. Se calienta en una retorta de vidrio, á la que se adapta una alargadera y un recipiente vitubulado, la mezcla de una parte de óxido de arsénico bien pulverizado, de dos partes de ácido hidro-clórico líquido concentrado, y de cuatro partes de ácido nítrico á 34°. El óxido que á causa de su fuerza de cohesión no quitaria el oxígeno al ácido nítrico sino con dificultad, se disuelve en el ácido hidro-clórico, se divide, y entonces puede trasformarse en ácido por medio del oxígeno del ácido nítrico, y así es que se desprende mucho gas nitroso. Cuando el líquido está casi en consistencia de jarabe, se aparta y se continúa evaporándolo en un plato ó cápsula de porcelana, el producto sólido que se obtiene es el ácido arsénico.

DE LOS ARSENIATOS.

553. La acción del *calórico* sobre los arseniats es muy varia, pues unos se descomponen en oxígeno, en óxido blanco de arsénico y en metal, como es el arseniato de plata; otros dan óxido de arsénico y un óxido metálico mas oxidado que el que entra en la composición del arseniato, de lo que se infiere que el oxígeno del ácido arsénico pasa á este óxido; tal es el proto-arseniato de hierro; y finalmente otros que no se descomponen, y que son mas ó menos fundibles, como los arseniats de potasa y de sosa. Con el *carbon* se descomponen los arseniats á una temperatura alta. El oxígeno del ácido arsénico trasforma el carbon en gas ácido carbónico ó en gas óxido de carbono y pasa al estado de *arsénico metálico*, y tan pronto queda sin descomponerse el óxido de arseniato, como se descompone. Excepto los arseniats de *potasa*, de *sosa* y de

amniaco, todos los demas son insolubles en el agua; pero se disuelven en un exceso de ácido, si se exceptua siempre el arseniato de bismuto.

Propiedades esenciales. 1º Las disoluciones de arseniato precipitan en color de rosa las sales de cobalto: el precipitado, formado de ácido arsénico y de óxido de cobalto, disolviéndose en un exceso de ácido, no lo haria en una disolucion de cobalto muy ácida. 2º El ácido hidro-clórico no enturbia los arseniatos disueltos, pero los que se componen de óxido blanco de arsénico y de un álcali (arsenitos), se precipitan en blanco con un ácido. 3º El nitrato de plata ocasiona en las disoluciones de arseniato un precipitado de color rojo de ladrillo, compuesto de ácido arsénico y de óxido de plata: 4º finalmente las sales de cobre precipitan en ellas arseniato de cobre de color blanco azulado.

Composicion. El oxígeno del óxido es al del ácido, en los arseniatos neutros, como 1 es á 2,03, y á la cantida de ácido, como 1 á 5,86.

Preparacion. Los arseniatos insolubles se obtienen por el tercer método (Véase §. 202.) echando un arseniato soluble en una disolucion salina que contenga el ácido que se quiere transformar en arseniato.

555. *Arseniato de alumina.* Está en la forma de una masa espesa, insoluble en el agua. No existe en la naturaleza, ni tiene usos.

556. *Arseniato de ittria.* Es blanco, pulverulento, insoluble en el agua, insípido, inalterable al aire y no tiene usos.

557. *Arseniato de magnesia.* Esta en forma de masa gomosa, incristalizable, soluble en el agua. Nunca se halla en la naturaleza.

558. *Arseniato de cal.* Es insoluble en el agua, y soluble en un exceso de ácido: la disolucion da cristalitos por medio de la evaporacion lenta. Es fundible en vidrio, y no tiene usos.

559. *Arseniato de barita.* Es blanco, pulverulento, insoluble en el agua, soluble en un exceso de ácido, fundible en vidrio, sin experimentar descomposicion alguna. No tiene usos. *Preparacion.* (V. §. 202., método 3.º)

560. *Sobre-arseniato de potasa* (sal neutra arsenical de

MACQUER.) Es producto del arte: se obtiene cristalizada en prismas de cuatro lados, terminados en pirámides tetraedras. Calentada en un crisol de platino, se funde, pierde una porción de su ácido, que probablemente se descompone, y pasa al estado de sub-arseniato. Es muy soluble en el agua: la solución, bien distante de poner verde el jarabe de violetas, pone roja la infusión de girasol. No la descomponen las sales de base de cal, ó de magnesia, pero la precipitan las aguas de barita, de stronciana y de cal. No tiene usos.

Preparacion. Se puede obtener por el método 1.^o (V. §. 202.); pero se puede hacer calentando una mezcla de partes iguales de nitrato de potasa y de óxido de arsénico: el ácido nítrico cede su oxígeno á este óxido, le hace pasar al estado de ácido, que se combina con la potasa del nitrato: se disuelve el producto, y se evapora para que cristalice. Basta añadir potasa á esta sal para convertirla en arseniato neutro.

561. *Sub-arseniato de potasa.* Es incristalizable, delicuescente, pone verde el jarabe de violetas, y no altera la infusión de girasol. Calentado hasta el rojo cereza en un crisol de arcilla, se trasforma en parte en un vidrio blanco, cede al sílex del crisol una porción de potasa, y pasa al estado de sobre-arseniato. Los ácidos mas débiles se apoderan tambien de una porción de su potasa.

562. *Arseniato neutro de sosa.* Se obtiene cristalizado en prismas cuadrangulares ó hexaedros, no delicuescentes y muy solubles en el agua. Se ha empleado en la dosis de $\frac{1}{8}$ de grano, dos ó tres veces al dia, contra las fiebres intermitentes.

Preparacion. Se obtiene directamente combinando el ácido con la sosa.

563. *Sobre-arseniato de sosa.* Es incristalizable y delicuescente, de lo que se sigue que la sosa presenta con el ácido arsénico fenómenos inversos á los que presenta la potasa.

564. *Sub-arseniato de amoniaco.* Es producto del arte: cristaliza en prismas romboidales, pone verde el jarabe de violetas, y abandona al calentarse una porción de amoniaco: entonces pasa al estado de sobre-arseniato; bien que si se continúa calentando, se descompone enteramente y se trasforma en azoe, en arsénico metálico, en agua y en ácido arsénico. No tiene usos.

Preparacion. Se obtiene por el método 1.º (V. §. 202.)

565. *Sobre-arseniato de amoniaco.* Cristaliza en agujas que atraen la humedad del aire.

566. *Arseniato de zinc.* No se halla en la naturaleza: es blanco, pulverulento, insoluble en el agua y no tiene usos.

567. *Arseniato de hierro.* Esta sal existe en las minas de Mutzel, en el condado de Cornouailles; cristaliza en cubitos, cuyos ángulos alternos se hallan truncados en algunas muestras; tan pronto es verde subido, como rojo moreno: en este caso se halla allí el hierro mas oxidado.

El fuego descompone el arseniato de protóxido de hierro: el ácido arsénico cede al hierro una parte de su oxígeno, lo sobre-oxida, y se sublima el óxido blanco de arsénico, como se ha dicho.

568. *Arseniato de estaño.* Es producto del arte, insoluble en el agua, y no tiene usos.

569. *Arseniato de arsénico.* Esta sal, formada por el ácido arsénico y por el óxido blanco, se puede obtener en cristaltitos granujados, muy poco solubles en el agua (BERGMAN).

DEL MOLIBDENO.

570. Nunca se ha hallado este metal en estado de pureza: existe en la naturaleza, 1.º en estado de sulfuro: 2.º en estado de molibdato, pero estos productos son raros en extremo.

Segun CLARKE, se parece en su color y brillo al hierro arsenical. HIELM, que no lo pudo obtener sino en forma de granos aglutinados, lo tenia por amarillo pálido en la superficie, y verde en lo interior: es fijo, quebradizo, y pesa segun BUCHOLZ, 8,600. HIELM no hace subir su peso de 7,400.

Se ha mirado hasta el dia como infundible; pero se ha llegado en estos últimos tiempos á separarlo del sulfuro, y á fundirlo con el soplete de gas (CLARKE). Se ignora como obra sobre el aire y sobre el oxígeno á la temperatura ordinaria; pero si se calienta hasta el rojo absorve el gas oxígeno, y se transforma en ácido molíbdico blanco volátil.

El gas hidrógeno, el boro y el carbono no ejercen al parecer accion notable sobre él. Hay un compuesto de fósforo y de molibdeno que se prepara por medios particulares, cuyas

propiedades no se han descrito. Si se echa en un crisol, bien echo ascua, una mezcla de este metal y de *azufre*, y se continúa calentándola fuertemente, se obtiene un sulfuro de molibdeno, ceniciento, mas fundible que el metal, descomponible por el calor, segun CLARKE, y capaz de trasformarse con el oxígeno en gas ácido sulfuroso y en ácido molíbdico volátil, siempre que la temperatura sea alta. Este sulfuro se halla en corta cantidad en las cercenías de Mont-blanc, en los Vosges, en Sajonia, en Suecia &c.; tiene la propiedad de dejar en el papel vestigios de un color moreno verdoso; es muy brillante. Se forma al parecer de 100 partes de molibdeno, y 66,6 de azufre, ó de un átomo de molibdeno, que pesa 6, y 2 de azufre (4). Se obtiene por el 1.º y 2.º método. (§. 180). Se ignora como se conduce el molibdeno con el *yodo*. El cloro líquido lo disuelve, segun BUCHOLZ y GEHLEN, y resulta un líquido de color azul, que parece ser un hidro-clorato de óxido de molibdeno, en lo que se ve que se debe descomponer el agua: no tiene accion sobre el *azoe*, ni sobre el *agua*, ni sobre el *gas óxido de carbono*. No se sabe como se conduce con los gases *protóxido* y *deutóxido de azoe*.

Los ácidos *bórico* y *carbónico* no ejercen sobre él accion alguna. Descompone con el calor una porcion de ácido *fosfórico*, se oxida, y se combina con la porcion de ácido no descompuesto. Al ácido *sulfúrico* concentrado lo descompone tambien este metal en caliente; se forma gas ácido sulfuroso, que se desprende, y óxido de molibdeno, que se une al ácido no descompuesto. No se sabe como obran sobre él los ácidos sulfuroso, iódico y clórico. Al ácido nítrico dilatado lo descompone el molibdeno, particularmente auxiliado con el calor: el metal pasa en parte al estado de óxido azul, y en parte al estado de ácido molíbdico. Los ácidos *hidro-clórico* é *hidro-sulfúrico* no ejercen sobre él accion alguna, y no se sabe cual es la de los ácidos *hidriódico* é *hidro-ftórico*.

El molibdeno se puede aligar con muchos metales, pero no tiene uso ninguna de las aligaciones que forma.

Peso de un átomo de molibdeno. El ácido molíbdico está formado de 100 partes de metal y 50 de oxígeno; y suponiendo que contenga 3 átomos de oxígeno, que pesan 3, y uno de molibdeno, el peso de este será 6.

Extraccion. Se descompone el ácido molíbdico en un crisol brascado, como hemos dicho al hablar del manganeso, §. 477.

DEL ÓXIDO DE MOLIBDENO.

571. Este óxido, que es el único que se conoce, es producto del arte: es de color oscuro de cobre, difícil de fundirse, y capaz de absorber el gas oxígeno á una temperatura alta y de trasformarse en ácido molíbdico: no forma sales con los ácidos. No se ha usado ni analizado: sin embargo, es probable que esté formado de un átomo de molibdeno y de otro de oxígeno, ó de 100 de metal y 16,6 de oxígeno. Se obtiene calentando en un crisol hasta el rojo blanco, una mezcla de molibdato de amoniaco y carbon: el amoniaco se desprende, y el carbon se apodera de una gran parte del oxígeno del ácido molíbdico.

DEL ACIDO MOLIBDOSO (óxido azul).

572. Este ácido conocido con el nombre de óxido azul de molibdeno, es producto del arte: enrojece la tintura de tornasol: se disuelve en agua y forma sales con las bases. Es soluble en los ácidos sulfúrico, hidro-clórico &c., y sus disoluciones se consideran como sales de molibdeno. No tiene usos. Parece estar formado de un átomo de molibdeno y dos de oxígeno, ó de 100 de metal y 33,2 de oxígeno. Se obtiene triturando en un mortero de porcelana una mezcla de una parte de molibdeno y dos de ácido molíbdico, y poniéndolo á hervir por espacio de algunos minutos hasta que se forme un polvo azul.

DEL ACIDO MOLIBDICO.

No se halla este ácido sino en combinacion con el óxido de plomo, y todavía es muy raro este mineral.

573. El ácido molíbdico es sólido, blanco, tiene muy poco sabor, y no tiene olor; enrojece la infusion de girasol; y su peso específico es de 3,46. Calentado sin el contacto del aire se funde y cristaliza al enfriarse: si la operacion se hace al aire libre, se reduce á vapor y da un humo blanco. Es poco soluble en el agua, y descomponen la solucion muchos cuerpos

simples ávidos de oxígeno; así es que el zinc, el estaño, el proto-hidro-clorato de estaño &c., absorven una porción de su oxígeno, aun en frío, y lo trasforman en ácido molibdenoso azul que se precipita. Se forma de 100 partes de molibdeno y 50 de oxígeno, ó de un átomo de molibdeno y tres de oxígeno. Según BUGHOLZ la cantidad de oxígeno no pasa de 49.

Preparacion. Se tuesta, con un calor suave, el sulfuro de molibdeno hecho polvos, se agita varias veces para que todas sus partes se pongan en contacto del aire, y se forma gas ácido sulfuroso que se desprende y ácido molibdico que queda con un poco de sulfuro no descompuesto: el residuo se calienta con una disolucion de potasa: al molibdato que se obtiene le descomponen los ácidos nítrico, sulfúrico, ó hidro-clórico, los cuales se apoderan de la potasa y precipitan el ácido.

DE LOS MOLIBDATOS.

574. Todas estas sales, excepto el molibdato de plomo, son producto del arte, y no tienen uso alguno. Las de potasa, de sosa y de amoniaco son solubles en el agua; las demas son insolubles ó muy poco solubles en ella: las primeras tienen un débil sabor metálico: puestas en contacto con un cilindro de estaño y un poco de ácido hidro clórico, se descomponen, apoderándose el estaño de una parte del oxígeno del ácido molibdico, y deponiéndose el óxido azul, al mismo tiempo se forma hidro-clorato de estaño (*propiedad esencial*). Estas sales son poco conocidas.

Composicion. El ácido de los molibdatos contiene probablemente tanto oxígeno como tres veces el óxido que entra en su composicion. El oxígeno de este óxido es á la cantidad de ácido molibdico como 1 es á 9,6.

Preparacion. Los molibdatos solubles se obtienen por el método 1.^o: los insolubles se preparan por el 3.^o (V. §. 202).

575. *Molibdato de magnesia.* Es incristalizable, y soluble en el agua: su sabor es amargo (HEYER).

576. *Molibdato de cal.* Es pulverulento é insoluble en el agua.

577. *Molibdato de potasa.* Cristaliza en láminas romboidales lustrosas, mas solubles en el agua caliente que en la fria, de sabor estíptico, y fundibles con el soplete sin experimentar la menor descomposicion.

578. *Molibdato de sosa.* Se obtiene en forma de cristales transparentes, muy solubles en el agua, inalterables al aire, con un sabor estíptico, y fundible con el soplete.

579. *Molibdato de amoniaco.* Está en una masa semitransparente, soluble en el agua, de sabor estíptico, picante, incristalizable y descomponible al fuego; porque cuando se calienta, se volatiliza una parte del amoniaco y la otra se descompone: el hidrógeno que resulta de esta descomposicion, se apodera de una porcion del oxígeno del ácido, y lo hace pasar al estado de óxido azul.

580. *Molibdato de zinc.* Es blanco é insoluble en el agua.

El *molibdato de hierro.* Es moreno é insoluble en el agua (SCHEELÉ).

DEL CROMO.

581. El cromo no se halla nunca en la naturaleza: entra en la composicion de las piedras que caen del cielo (aerolitas) y del hierro nativo de Siberia, como lo probó el primero LAUGIER. El ácido crómico hace parte del rubí *espinel* y del plomo rojo de Siberia: se halla tambien en estado de óxido, combinado con el óxido de hierro. Lo descubrió VAUQUELIN.

El cromo es sólido, blanco ceniciento, muy frágil: su peso específico es, segun KLAPROTH, de 5,900. No se funde sino con la mayor dificultad, y cuando se le ha calentado muy fuertemente, da una masa porosa, en parte granujosa y en parte cristalina. No obra sobre el gas oxígeno ni sobre el aire, sino mientras está muy alta su temperatura; entónces se transforma en óxido verde. Entre los cuerpos simples no metálicos, solo el *iodo* se ha combinado con el cromo. No ejerce accion alguna sobre el *agua* y muy poca ó ninguna sobre los ácidos. No se han examinado las aligaciones que puede formar con los otros metales. Calentado hasta el calor rojo con la potasa y al contacto del aire, se transforma en ácido crómico, que se une al álcali y produce cromato de potasa. No tiene usos.

Peso de un átomo de cromo. El ácido crómico se forma, al parecer, de 100 partes de cromo y 87,72 de oxígeno (BERZELIUS); y suponiendo que esté compuesto de tres átomos de oxígeno que pesan 3, y de uno de cromo, el peso de este será 3,5.

Extraccion. Se calienta el óxido de cromo en un crisol brasado (V. *Manganeso*, §. 477).

DE LOS ÓXIDOS DE CROMO.

582. *Protóxido.* Este óxido se halla muy rara vez en la naturaleza; es de color verde muy hermoso, infundible, inalterable con el fuego, con el gas oxígeno y con el aire. Calentándolo hasta el rojo con potasio ó con potasa, y expuesto al aire, absorve el oxígeno y se trasforma en cromato de potasa amarillo de canario: se disuelve con dificultad en los ácidos. Sirve para dar el color verde á la porcelana y el vidrio, y para extraer el cromo.

Composicion. Si suponemos que esté formado de dos átomos de cromo y tres de oxígeno, se compondrá de 100 partes de cromo y 42,85 de oxígeno.

Preparacion. Se pone cromato de mercurio en una retortita de barro duro: su cuello entra en una alargadera á cuyo cabo se ata una muñequita de lienzo que entra en el agua: se calienta por grados la retorta hasta el calor rojo, se descompone la sal, y se obtiene un óxido de cromo fijo, que queda en la retorta, gas oxígeno que se desprende y mercurio que se volatiliza y se condensa.

Deutóxido de cromo. No existe en la naturaleza; es moreno, brillante, casi insoluble en los álcalis, insoluble en los ácidos; calentado con ácido hidro-clórico, se trasforma en protóxido y se desprende cloro (V. §. 479). No se ha usado ni analizado.

Preparacion. Se obtiene calcinando el nitrato de protóxido de cromo en un crisol. El ácido nítrico se descompone y cede al protóxido de cromo la cantidad de oxígeno suficiente para que pase al estado de deutóxido.

SALES QUE FORMA EL PROTÓXIDO DE CROMO.

583. Apenas son conocidas estas sales, y algunas no se han podido obtener: son producto del arte, y no tienen usos. Según RICHTER y GODON, la infusion de nuez de agallas precipita sus disoluciones de color moreno, y el hidro-cianato de

potasa y de hierro (prusiato) y los hidro-sulfatos de color verde: el precipitado que forma este último reactivo se pone amarillo echándole algunas gotas de ácido nítrico.

DEL ÁCIDO CRÓMICO.

584. El ácido crómico se halla en la naturaleza combinado con el óxido de plomo; tambien existe en el rubí espinel; cristaliza en prismas de color rojo purpúreo, (*carácter esencial*), mas pesados que el agua, de sabor acre y estíptico, y atraen la humedad del aire. Se disuelve muy bien en el agua, á la que comunica su sabor, su color y la propiedad de enrojecer la infusion de girasol.

Propiedades esenciales. 1º Calentado en vasijas tapadas, se descompone el ácido crómico, y da gas oxígeno y óxido de cromo verde: esta descomposicion es mas pronta, si el ácido está mezclado con algun cuerpo ávido de oxígeno. 2º Lo descompone con el calor el ácido *hidro-clórico*, y hay desprendimiento de cloro, formacion de agua y de hidro-clorato de cromo verde; de lo que se infiere que se ha descompuesto tambien una porcion de ácido hidro-clórico; pues una parte del oxígeno del ácido crómico se combina con el hidrógeno del ácido hidro-clórico para formar agua, el cloro queda aislado, el óxido de cromo que resulta se disuelve en el ácido hidro-clórico no descompuesto. 3º El ácido *sulfuroso* descompone tambien el ácido crómico, absorve una porcion de su oxígeno, y resulta sulfato de cromo verde. 4º La disolucion de *proto-hidro-clorato de estaño* trasforma tambien el ácido crómico en óxido verde que se precipita.

Cuando se echa en el ácido crómico hidro-sulfato de amoniac y un poco de ácido nítrico, se descomponen el ácido crómico y el hidro-sulfato, y se obtiene un líquido verde, compuesto de nitrato de cromo y de nitrato de amoniac, y se precipita azufre: es evidente que en este experimento, una porcion del ácido nítrico se apodera del amoniac del hidro-sulfato, forma nitrato de amoniac, y deja aislado el ácido hidro-sulfúrico; el hidrógeno de este quita una porcion de oxígeno al ácido crómico, lo hace pasar al estado de óxido de cromo verde, que se disuelve en una porcion de

ácido nítrico, mientras que el azufre que pertenece al ácido hidrosulfúrico descompuesto, se precipita. Este ácido no tiene usos.

Composicion. El ácido crómico se forma, segun BERZELIUS, de 100 partes de cromo y 87,72 de oxígeno, ó de un átomo de cromo y tres de oxígeno.

Preparacion. Se disuelve el cromato de barita recientemente preparado en ácido nítrico débil, y se echa en él poco á poco ácido sulfúrico dilatado en agua: se forma un precipitado de sulfato de barita; se filtra y se deja evaporar suavemente el líquido hasta sequedad: se evapora el agua y el ácido nítrico, y solo queda el ácido crómico, con tal que no se caliente tanto que se descomponga. Se debe guardar una porcion del cromato de barita para usar de ella siempre que se haya empleado demasiado ácido sulfúrico, lo cual se conocerá por medio de una sal soluble de barita, que formará en el ácido crómico un precipitado blanco de sulfato de barita, insoluble en agua y en ácido nítrico.

DE LOS CROMATOS.

§85. Todos los cromatos, excepto el de plomo, son producto del arte: todos son de color amarillo ó rojo; la mayor parte de los de la primera, y de las cuatro últimas clases se descomponen al fuego, y el ácido crómico se halla trasformado en oxígeno y en óxido de cromo verde (*carácter esencial*). Los de potasa, sosa, amoniaco, cal, stronciana, magnesia, nickel y cobalto, son solubles en el agua, y los otros insolubles.

Propiedades esenciales. 1º Los cromatos disueltos precipitan en *amarillo de canario* las sales solubles de plomo, en *rojo naranjado* las sales de protóxido de mercurio, y en *púrpura* las sales de plata. Estos diferentes precipitados los forma el ácido crómico, y el óxido de plomo, de mercurio ó de plata. 2º Calentados los cromatos con el ácido hidro-clórico, se descomponen y se obtiene hidro-clorato de óxido de cromo verde, é hidro-clorato del óxido que constituye el cromato, se desprende cloro, y se forma agua; fenómenos fáciles de explicar, acordándose de lo que se ha dicho al tratar de la accion del ácido hidro-clórico sobre el ácido crómico (V. *Acido crómico*).

Preparacion. Todos los cromatos insolubles se obtienen por el método 3º (V. §. 202).

586. *Cromato de sílex.* Es pulverulento, rojo, insoluble en el agua, y no experimenta alteracion alguna al fuego del horno de porcelana.

587. *Cromato de cal.* Se puede obtener en cristales amarillos solubles en el agua; lo mismo sucede al *cromato de stronciana.*

Preparacion. Se obtienen descomponiendo el cromato de plomo con las aguas de cal y de stronciana por medio del calor: se filtra el líquido y queda sobre el filtro el protóxido de plomo.

588. El *cromato de barita.* Es poco soluble en agua; da á la porcelana un color verde amarillento.

Preparacion. Se obtiene por el tercer método, §. 202, echando cromato de potasa en una disolucion de hidro-clorato de barita.

589. *Cromato de potasa.* Cristaliza en prismas romboidales amarillos, muy solubles en el agua, que se emplean para preparar todos los cromatos insolubles.

Preparacion. Se obtiene esta sal con el mineral de cromo del departamento del Var, que se compone principalmente de óxido de cromo, de óxido de hierro, de alúmina y de magnesia. Se hace ascua en un crisol, durante media hora, una mezcla de partes iguales de este mineral y de nitrato de potasa; se descompone el ácido nítrico; su oxígeno pasa á los óxidos de cromo y de hierro, que trasforman en ácido crómico y en per-óxido de hierro; se desprende gas nitroso (deutóxido de azoe), y se obtiene una masa amarilla porosa, formada de cromato de potasa, de sílex, de alúmina, de per-óxido de hierro y de magnesia: se rompe el crisol para sacar mejor la materia y se la hace hervir un cuarto de hora en 10 ó 12 veces su peso de agua, que disuelve el cromato de potasa y una porcion de sílex y de alúmina: á estas dos sustancias las mantiene en disolucion el exceso de potasa. Se opera de nuevo sobre el residuo con el agua, para quitarle todo lo que es soluble, se filtra y se hace evaporar el líquido: el sílex y la alumina se depositan al paso que se verifica la concentracion; se deja reposar para filtrarla de nuevo y hacerla cristalizar; por medio de una segunda cristalización se llega á separar el *cromato de potasa* de todo el sílex y alúmina.

590. El cromato de sosa puede tambien cristalizar. Es igualmente amarillo y muy soluble en agua.

Preparacion. Se obtiene como el anterior, excepto que se sustituyé el nitrato de sosa al de potasa.

591. *Cromato de amoniaco.* Apenas se conoce. Se obtiene dejando, por algun tiempo, sub-carbonato de amoniaco en contacto con el cromato de plomo. Se forma carbonato de plomo insoluble y cromato de amoniaco soluble.

592. *Cromato de zinc.* Es rojo anaranjado, é insoluble en agua.

593. *Cromato de hierro.* Se halla con abundancia en el departamento del Var en Francia, un producto conocido con el nombre de *cromato de hierro*, que miran algunos químicos como formado principalmente de óxido de cromo y óxido de hierro. Sea lo que quiera, se funde facilmente con el soplete de gas, y da un globulillo negro, sin brillo metálico y muy magnético.

Cromato de plomo. Es de un amarillo de canario muy hermoso; pero el sub-cromato es amarillo naranjado: insoluble en el agua. Se obtiene echando cromato de potasa en acetato de plomo: el sub-cromato se prepara con la misma sal de plomo y el sub-cromato de potasa. Se usa para pintar telas y porcelana, para los fondos amarillos &c.

DEL TUNGSTENO (scheelium scheelino).

594. No se halla el tungsteno sino en dos minerales conocidos con los nombres de *tungstato de cal* y de *tungstato de hierro*, este es mas comun que el primero. El tungsteno es sólido, blanco gris, como el hierro, muy brillante, muy duro, inatacable con la lima y frágil: su peso específico es, segun de ELHUYART, de 17,6.

No parece que ha llegado á fundirse ni á la temperatura de 170° del pirómetro de WEDGWOOD; bien que cuando llega á estar tan caliente se puede obtener al enfriarse en cristalitos de forma indeterminada (VAUQUELIN). No obra sobre el gas oxígeno ni sobre el aire, sino á una temperatura alta, entonces se pone moreno y se oxida. El *hidrógeno*, el *boro* y el *carbono* no parece que tienen accion alguna sobre él. Por medios particulares se le puede combinar con el fósforo. Calentado y

puesto en contacto con el *cloro* gaseoso, se pone rojo el tungsteno, absorbe y consolida el gas, y pasa al estado de cloruro. El *agua* no tiene accion sobre él, ni los óxidos de carbono y de azoe. No se sabe como se conducen los ácidos con este metal, cuya escasez no ha permitido que se estudien sus propiedades. No tiene usos.

Peso de un átomo de tungsteno. El ácido túngstico se forma de 100 partes de metal y 25 de oxígeno; y suponiendo que esté compuesto de tres átomos de oxígeno, que pesan 3, y uno de tungsteno, el peso de este será 12.

Extraccion. Se descopone el ácido túngstico con el carbon, como hemos dicho hablando de la extraccion del manganeso. (V. §. 477).

DEL OXIDO MORENO DE TUNGSTENO.

595. No se halla en la naturaleza: tiene un color moreno de pulga; calentado con el contacto del aire, absorbe su oxígeno, arde como la yesca, y pasa al estado de ácido túngstico. Se obtiene haciendo pasar por el ácido túngstico, calentado hasta el rojo, una corriente de gas hidrógeno que se apodera de una parte del oxígeno del ácido; parece esta formado de un átomo de metal y dos de oxígeno, ó de 100 partes de tungsteno, y 16,6 de oxígeno. No tiene usos.

DEL ACIDO TUNGSTICO (óxido amarillo de tungsteno).

596. Este ácido que miran algunos químicos como un simple óxido, no se halla en la naturaleza, sino combinado con la cal ó con el óxido de hierro. Es sólido, amarillo, no tiene olor, ni sabor, es mas pesado que el agua, y no enrojece la infusion de girasol. No le causan alteracion el calórico, el gas oxígeno ni el aire. Puesto en contacto con ácido hidro-clórico, é hidro-clorato de protóxido de estaño disuelto en agua, toma un color azul muy hermoso: se cree que en este caso pierde una porcion de oxígeno, que se combina con el protóxido de estaño.

Propiedad esencial. Es insoluble en el agua; se une con las disoluciones de potasa, de sosa y de amoniaco, y no tiene usos.

Composicion. Se compone de 100 partes de metal y 25 de oxígeno, ó de un átomo de tungsteno (cuyo peso es 12), y tres de oxígeno.

Preparacion. Se calienta por dos horas, una parte de wolfram pulverizado y separado de su matriz (mineral compuesto principalmente de ácido tungstico, óxido de hierro y óxido de manganeso), con cinco ó seis veces su peso de ácido hidroclórico líquido, que disuelve los óxidos de hierro y de manganeso, y deja al ácido tungstico en forma de polvo amarillo: pero queda mezclado con un poco de ganga y wolfram no descompuesto; se lava y disuelve en frio en amoniaco, se filtra, y se evapora el tungstato que se ha formado: cuando está seco se calienta en un crisol, para que se evapore el amoniaco y quede puro el ácido.

DE LOS TUNGSTATOS.

597. Todos los tungstatos son producto del arte, á no ser los de cal y de hierro: ninguno tiene uso. Los de las dos primeras clases no tienen color; los otros los tienen diferentes. La mayor parte son indescomponibles al fuego; solo se descomponen aquellos cuyos oxidos se reducen con el calor. Casi todos son insolubles en el agua.

Propiedades esenciales. 1º A los que se disuelven en ella los precipitan en frio los ácidos sulfúrico, nítrico, hidroclórico &c.; el precipitado es blanco y compuesto de mucho ácido tungstico, de una porcion de óxido tungstato, y de un poco del ácido precipitante. 2º Si en lugar de obrar en frio, se hace calentar la mezcla, no se obtiene sino ácido tungstico amarillo.

Composicion. El ácido de los tungstatos contiene probablemente tanto oxígeno como cuatro veces el óxido que satura. El oxígeno de este óxido es á la cantidad de ácido de la sal como 1, á 19,1.

Preparacion. Se obtiene directamente poniendo á hervir el ácido y la base en agua.

598. *Tungstato de alumina.* Es pulverulento é insoluble en el agua.

599. *Tungstato de magnesia.* Cristaliza en pajitas brillantes, solubles en el agua, inalterables al aire, que tiene un sa-

bor metálico: los ácidos que se echan en la disolución de esta sal, ocasionan un precipitado blanco, que es una sal doble.

600. *Tungstato de cal.* Esta sal se halla en Suecia, en Sajonia, en Bohemia, casi siempre cristalizada en octaedros transparentes, blancos amarillentos, muy duros: su peso específico es de 6,066.

601. *Tungstato de barita.* Es pulverulento é insoluble en el agua.

602. *Tungstato de potasa.* Esta sal tiene un sabor estíptico, metálico y cáustico: cristaliza difícilmente, atrae la humedad del aire, y se disuelve muy bien en el agua: se funde á una temperatura poco alta.

603. *Tungstato de sosa.* Esta sal cristaliza en hojas hexaedras alargadas, solubles en dos partes de agua hirviendo, ó en cuatro de agua fria; tiene un sabor acre y cáustico.

604. *Tungstato de amoniaco.* Cristaliza en escamitas semejantes á las del ácido bórico, ó en agujitas prismáticas, tetraedras, de sabor estíptico, inalterables al aire, solubles en el agua, que se descomponen al fuego en amoniaco que se desprende, y en ácido túngstico amarillo que queda en el crisol.

605. *Tungstato de zinc.* Es blanco é insoluble en el agua.

606. *Tungstato de hierro (wolfram.)* Se encuentra en el departamento de la alta Viena en Francia, en las minas de estaño de Bohemia, de Sajonia, de Poldice en Cornouailles: contiene siempre óxido de manganeso y un poco de sílex. Es negro, laminoso y opaco: se puede fundir con el soplete de gas en un boton metálico, cuya superficie presenta un brillo muy hermoso. Sirve para preparar el ácido túngstico.

DEL COLUMBIO (tántalo).

607. El columbio es sumamente raro: no se halla sino en estado de ácido, tan pronto combinado con los óxidos de hierro y de manganeso, como con la ittria.

Es muy difícil de obtener, y por consiguiente se ha estudiado poco, es ceniciento subido, y de un lustre parecido al del hierro cuando se frota contra un yunque: su peso específico es 5,61. Según WOLLASTON, es frágil y bastante duro para rayar el cristal. Calentado hasta el rojo con el contacto del

aire, arde sin llama y se apaga pronto; el producto que resulta, que es blanco ceniciento, no está compuesto enteramente de ácido colúmbico. Se ignora su acción sobre los cuerpos simples no metálicos. No obra sobre el agua. Tampoco se conoce la acción de los ácidos sobre este metal. Cuando se echa en un crisol rojo por el fuego, una mezcla de columbio y *nitrate de potasa*, se verifica una pequeña detonación: el ácido nítrico se descompone y trasforma el columbio en ácido, de modo que la masa blanca como la nieve, que resulta de esta operación, se compone de potasa y ácido colúmbico. No tiene usos.

Extracción. Se descompone el ácido colúmbico en un crisol brascado, como hemos dicho ya con respecto al manganeso. (V. §. 477).

DEL ÁCIDO COLUMBICO.

608. Jamás se halla puro en la naturaleza, existe combinado con algunos óxidos. Algunos químicos le consideran como óxido: es blanco cuando contiene la octava parte de su peso de agua: pulverulento, no tiene sabor ni olor, es mucho más pesado que el agua, y enrojece debilmente la infusión de tornasol. No le alteran el calórico, el gas oxígeno ni el aire. Es insoluble en los ácidos nítrico y sulfúrico: el ácido hidrocórico lo hace imperfectamente, al paso que se disuelve enteramente en los ácidos oxálico, tartárico y cítrico, á no ser que esté calcinado y privado de agua. Si se funde con la potasa forma un *columbato* que cristaliza en escamas relucientes, parecidas al ácido bórico, inalterables al aire, de sabor acre, desagradable, y poco solubles en agua. Si se echa ácido hidrocórico en la disolución de este columbato, la descompone, se apodera de la potasa y precipita al ácido colúmbico: la infusión de nuez de agallas forma con ella un precipitado naranjado. El ácido colúmbico no tiene usos.

Se obtiene descomponiendo, por medio del ácido hidrocórico, el columbato de potasa, que se prepara calcinando el *nitrate de potasa* con el columbio.

DE LOS METALES INCAPACES DE HACERSE ACIDOS COMBINANDOSE
CON EL OXIGENO.

Estos metales son el antimonio, el telurio, el urano, el cerio, el cobalto, el títano, el bismuto, el cobre y el plomo.

DEL ANTIMONIO (régulo de antimonio.)

El antimonio se halla, 1º en estado nativo en Hartz, cerca de Grenoble, y en Sahlberg en Suecia: 2º combinado con el oxígeno: 3º unido al azufre: 4º combinado con el oxígeno y con el azufre.

609. El antimonio es un metal sólido, blanco azulado, brillante, parecido al color de la plata ó del estaño, que no se desluce sino muy poco al aire: su textura es laminosa, su dureza bastante grande: es muy quebradizo, y se pulveriza con facilidad: frotado entre los dedos, les comunica un olor notable: su peso específico es de 6,7021

Calentado en vasos tapados se funde poco antes del calor rojo, y si se deja enfriar lentamente forma un boton, cuya superficie presenta una cristalización que se compara á las hojas del helecho: no es volátil, á lo menos, perceptiblemente. A la temperatura ordinaria no obra sobre el gas oxígeno, ni sobre el aire atmosférico perfectamente secos; pero absorbe al parecer una cantidad muy corta de oxígeno, si estos gases estan húmedos. Si se levanta la temperatura, pasa al estado de deutóxido blanco, conocido en otro tiempo con el nombre de *flores de antimonio*, y hay desprendimiento de calórico y de luz, como se puede ver haciendo fundir de 8 á 10 gramas (de 150 á 190 granos) de este metal en un crisol, y derramándolo desde cierta altura sobre una mesa ó ladrillo, pues se divide entonces en una multitud de globulillos rojos inflamados, que se trasforman en óxido, que se ve volatilizar en el aire en humo blanco.

El hidrógeno, el boro y el carbono no ejercen acción sobre el antimonio. El fósforo puede mediante el calor combinarse directamente con este metal, y dar un fosfuro blanco, brillante, quebradizo, capaz de trasformarse en ácido fosfórico, y

en óxido de antimonio, cuando se calienta al aire ó con el gas oxígeno. El *azufre* tiene tambien la propiedad de unirse con el antimonio mediante el calor, y de formar un sulfuro cuya explicacion nos parece bastante importante para ocupar un artículo. El antimonio se combina con el *iodo* y presenta los mismos fenómenos que el estaño.

Cuando se echa polvo de este metal en cloro gaseoso, queda este absorbido y solidado; se produce cloruro de antimonio sin color, fumante (manteca de antimonio, muriato de antimonio), y hay desprendimiento de calórico y de luz. Está regularmente en una masa espesa, grasienta, sin color, pero que amarillea al aire: es semitrasparente, cáustico en extremo, capaz de cristalizar en prismas tetraedros cuando se hace fundir, y se deja enfriar lentamente; fundible antes de llegar á 100° (centígr.), volátil y que atrae la humedad de la atmósfera: se descompone en contacto con el agua, y da óxido de antimonio y ácido hidro-clórico, que se combinan para formar un sub-hidro-clorato insoluble en el agua (polvos de ALGAROTH): estos polvos se deponen en pajitas brillantes, y se pueden disolver en ácido hidro-clórico. La manteca de antimonio se emplea en la medicina como cáustico, y sirve contra la mordedura de animales venenosos.

Composicion. Suponiendo que el cloruro de antimonio esté compuesto de un átomo de cloro, que pesa 4,5, y de otro de antimonio cuyo peso es 5,625, se hallará formado de 100 partes de antimonio y 80 de cloro, al paso que, según los experimentos directos de DAVY debe contener 82,22 de cloro.

Preparacion. Se ha preparado hasta el dia este producto haciendo calentar en un aparato seco, y semejante al que precede, una mezcla bien hecha de partes iguales de antimonio metálico y de deuto-cloruro de mercurio. Se conoce otro medio descrito por ROBIQUET, que parece deberse preferir: se toma una parte de ácido nítrico, cuatro partes de ácido hidro-clórico, y una parte de antimonio metálico, y se obtiene una solucion de hidro-clorato de protóxido de antimonio (V. *Accion del agua regia sobre el oro*): se hace evaporar esta disolucion en vasijas tapadas para separar el exceso de ácido: cuando el hidro-clorato está seco y trasformado en cloruro (V. *Hidro-cloratos* §. 229), se continúa la accion del calor, bien que se mu-

da de recipiente: por este medio se volatiliza el proto-cloruro, que es muy hermoso, y que no necesita sublimarse de nuevo, como era menester cuando se seguia el método antiguo que por otra parte era mucho mas dispendioso. Si se hace con lentitud la disolucion del antimonio en el ácido, y que en lugar de obtener un hidro-clorato de protóxido, se obtenga un hidro-clorato de deutóxido incapaz de dar el proto-cloruro vólátil, se debe añadir á la disolucion concentrada antimonio muy dividido que la reduzca al estado de hidro-clorato de protóxido; pero esta adicion se ha de hacer *con mucha precaucion*, porque la temperatura se levanta mucho, y se puede romper el vaso. Si la disolucion del antimonio en el ácido se hace prontamente, porque se haya empleado demasiada cantidad de ácido nítrico, ó por otra causa, y se ha obtenido una mezcla de deuto-cloruro y de deutóxido de antimonio, será menester añadir un poco de ácido hidro-clórico antes de evaporar la disolucion, y agitarla por algun tiempo con el antimonio muy dividido.

El azoe no tiene accion sobre el antimonio, ni el *agua* ni el *gas óxido de carbono*; no sé sabe si este metal descompone los gases de *protóxido* y *deutóxido de azoe*.

A los ácidos *bórico*, *carbónico* y *fosfórico* no los ataca el antimonio. El ácido *sulfúrico* concentrado no obra sobre él á la temperatura ordinaria; pero queda descompuesto en parte si concurre el calor, cede una porcion de su oxígeno al metal, y se trasforma en gas ácido sulfuroso y en azufre: el protóxido formado se combina con el ácido no descompuesto, y produce sulfato de antimonio. No se conoce la accion del antimonio sobre los ácidos *iódico* y *clórico*. Descompone prontamente el ácido *nítrico* concentrado, y se desprende gas nitroso, formándose deutóxido de antimonio blanco y nitrato de amoniaco, fenómenos semejantes á los que producen el estaño y el hierro, y cuya teoría se ha expuesto con extension (§. 508). El ácido nítrico debilitado le oxida en primer grado y le disuelve.

El ácido hidro-clórico líquido no ejerce al principio accion alguna sobre el antimonio, pero al cabo de cierto tiempo lo disuelve; evaporando el líquido se pueden obtener cristales en forma de agujas de hidro-clorato de antimonio. Es evidente que en este experimento se descompone el agua para

oxidar el metal. Se ignora cual es su accion sobre el ácido *hidriódico*; no tiene ninguna sobre el ácido *hidro-ftórico*. Segun SCHEELE, el ácido *arsénico* oxida el antimonio, se combina con él, y resulta un polvo blanco insoluble.

Entre los metales estudiados antes, solo el potasio y el sódio forman con el antimonio aligaciones que tienen algunas propiedades particulares; durante su formacion hay desprendimiento de calórico y de luz.

Cuando se echan en un crisol hecho ascua partes iguales de antimonio y de *nitrato de potasa* pulverizados, se obtiene *antimonio diaforético no lavado*, que se compone de peróxido de antimonio (ácido antimónico de algunos químicos) y de potasa. En este experimento se descompone el ácido nítrico, su oxígeno pasa al antimonio, y el óxido formado se une á la potasa; hay desprendimiento de mucho calórico y de luz. Cuando se echa agua al producto, disuelve esta el exceso de potasa y un poco de deutoxido de antimonio, y el residuo constituye el antimonio diaforético lavado, ó *antimoniato de potasa*, compuesto de 20 partes de potasa, y de 80 de peróxido de antimonio. Si se echa en la disolucion acuosa de potasa y de peróxido de antimonio (agua de lavadura) ácido nítrico, se apodera este de la potasa, y se precipita el peróxido de antimonio blanco. En otro tiempo se conocia este precipitado con el nombre de *materia perlada* de KERKRINGIO. En la medicina se usa del antimonio diaforético lavado y no lavado, como fundentes y aperitivos en las enfermedades cutáneas: este último es mas activo que el otro: se da en la dosis de 24 ó 36 granos en una bebida de 5 á 6 onzas, que se hace tomar á cucharadas: constituye los *polvos de la CHEVALERAIES*. Estas preparaciones son de poco uso en el dia. El antimonio diaforético no lavado entra en la composicion de las *tabletas antimoniales de DAQUIN*, del *polvo cornachino*, del *remedio de ROTROU* &c.

Usos del antimonio. Sirve para hacer la aligacion de los caracteres de imprenta, y varias preparaciones antimoniales. Los médicos no usan nunca del antimonio puro. Constituia en otro tiempo las *píldoras perpetuas*, el *vomitivo perpetuo*, especie de pelotillas que se echaban lo mismo que se habian tragado. Tambien se hacian con el antimonio tazas en que se echaba vino blanco, cuyo ácido no tardaba en disolver este metal

oxidado por el aire. Este líquido quedaba entonces emético y purgante, bien que de un modo variable, según la cantidad de ácido que contuviese el vino. El antimonio metálico sirve para la preparación del *decoctum antivenereum laxans* de la farmacopea de París: pero en esta decoccion se halla oxidado y disuelto por la potasa.

Peso de un átomo de antimonio. Si el sulfuro de antimonio está compuesto de 100 partes de antimonio y 35,572 de azufre, y suponemos que esté formado de un átomo de azufre, que pesa dos, y otro de metal, el peso de este último será 5,625.

Extraccion. Se funde en crisoles el sulfuro de antimonio quebrantado para separarlo de su ganga: se le deja enfriar y no tarda en cristalizarse. Se tuesta en un horno de reverbero, revolviéndolo de cuando en cuando; absorve el oxígeno del aire y se trasforma en óxido de antimonio sulfurado mate, de color gris blanquecino y en gas ácido sulfuroso: se calienta este óxido, mezclándolo antes con la mitad de su peso de nitrato de potasa y con las tres cuartas partes de tártaro (sobre tartrato de potasa), y resulta antimonio metálico en el fondo de los crisoles, que se cuaja en un boton ó pan al enfriarse, un compuesto de sulfuro ó de sulfato de potasa y de óxido de antimonio que nada sobre el metal, y en suma algunos productos volátiles. *Teoría.* El ácido tartárico del tártaro se descompone por el fuego, como todas las sustancias vegetales; el hidrógeno y el carbono, que entran en su composicion, se combinan con el oxígeno del óxido, y dejan el metal aislado, mientras que la potasa se une al azufre y á una porcion de óxido no descompuesto: es evidente que el ácido nítrico del nitrato se descompone tambien para oxidar el antimonio y el azufre.

DE LOS OXIDOS DE ANTIMONIO.

Segun THONSON se conocen tres óxidos de antimonio.

610. El *protóxido de antimonio* existe en la naturaleza, entra en la composicion de los polvos de ALGAROTH, del sulfato de antimonio, del tartrato antimoniado de potasa (tártaro emético), del kermes, del vidrio, de los hígados, azafrañes de antimonio &c. Es blanco gris, fundible á un calor rojo oscuro, y toma al enfriarse el aspecto de una masa ama-

rillante, opaca, nacarada, pesada, frágil y radiada; es volátil, y lo descompone el azufre y el carbono: operando con el ácido nítrico lo descompone, y pasa al estado de deutóxido: tiene mas afinidad con los ácidos que el deutóxido. Se forma, segun PROUST, de 100 partes de metal, y de 17,775 de oxígeno.

Se obtiene operando en el hidro-clorato de antimonio (polvos de ALGAROTH) con el amoniaco, el cual se apodera de todo el ácido hidro-clórico, y deja libre al protóxido, que basta lavarle y secarlo para obtenerle puro.

611. *Deutóxido de antimonio* (ácido antimonioso). Este óxido se halla en Tornavaca en Galicia, y en el término de la Creu en el reino de Valencia, donde está combinado con el óxido rojo de hierro, de cinabrio y carbonato de cobre. Constituye las *flores de antimonio*, y entra en la composicion del antimonio diaforético &c., y en el líquido que resulta de la accion del agua regia sobre el antimonio. Es blanco, infundible aun al grado de calor que se funde el precedente, y sin accion sobre el gas oxígeno y sobre el aire: lo descompone el carbon y el azufre, y tiene poca tendencia á combinarse con los ácidos. Se combina con las bases, y forma compuestos análogos á las sales que se llaman *antimonitos*.

La medicina ha usado de las flores de antimonio como emético, pero en el dia no estan en uso.

Se forma, segun THONSON, de 100 partes de metal y 23,7 de oxígeno.

Preparacion. Se trasforma el antimonio en deutóxido calentándole con el contacto del aire, para esto se pone antimonio en un crisol largo, cubierto con otro crisol de la misma capacidad, poco mas ó menos, y sugeto por medio de un enlodo arcilloso, pero con abertura para que entre y salga el aire: se pone en un horno de reverbero el que contiene el antimonio, y se coloca de modo que forme un ángulo de 45° con el suelo, y que la estremidad por la que comunica con el otro esté cerca de una pulgada fuera del horno: el fondo del crisol de arriba debe tener un agujerito: se funde el antimonio: se forma el óxido, se reduce á vapor y se condensa en el crisol superior, el cual puede ademas comunicar con otro crisol que esté mas apartado del fuego, y que por consiguiente, ayude á la condensacion. Tambien se puede obtener este deutóxido como el

estaño , operando sobre el amoniaco con el ácido nítrico.

612. *Peróxido de antimonio (ácido antimónico)*. Es de color amarillo; por medio de un calor rojo queda reducido á oxígeno y ácido antimonioso (flores de antimonio): enrogece la infusion de tornasol: no tiene la propiedad de neutralizar los ácidos; se une á casi todas las bases salificables, y forma compuestos análogos á las sales que se llaman *antimoniatos*. El antimoniato de potasa es soluble en agua: la disolucion precipita las sales de cal, de barita, de zinc, de hierro, de manganeso, de cobalto, de cobre, de plomo, &c. Se precipitan por los gases ácidos carbónico y acético: el precipitado blanco que forma el ácido antimónico contiene agua.

BERZELIUS admite cuatro óxidos de antimonio: el primero resulta de la accion de la pila ó columna de VOLTA, sobre el agua y sobre el antimonio, ó de la accion del aire húmedo sobre el metal; el segundo corresponde al que hemos llamado *protóxido*; las flores de antimonio constituyen el tercero, que llama BERZELIUS ácido antimonioso; y el cuarto que llama este químico *ácido antimónico*, resulta de la accion del nitrato de potasa sobre el antimonio.

DE LAS SALES QUE FORMA EL PROTÓXIDO DE ANTIMONIO.

A las sales solubles que forma el protóxido de antimonio las precipita en blanco el agua, á menos que no sean de base doble: el precipitado es una sub-sal. Los hidro-sulfatos solubles y el ácido hidro-sulfúrico hacen un precipitado amarillo naranjado, mas ó menos subido, segun la cantidad de reactivo empleada: este precipitado es sub-hidro-sulfato de antimonio. La infusion de nuez de agallas las enturbia inmediatamente, y ocasiona un depósito blanco amarillento compuesto de protóxido de antimonio y de materia vegetal. La potasa y la sosa separan el óxido blanco, y lo vuelven á disolver cuando se emplean con exceso. El hierro y el zinc, que tienen mayor afinidad con el oxígeno y con el ácido que el antimonio, precipitan el metal en polvo negro.

613. *Fosfato ácido de antimonio*. Es soluble en el agua, incristalizable; evaporado da una masa verde negruzca, vitrificable á una temperatura alta. Los polvos de JAMES, se-

gun PEARSON, son un fosfato doble de *cal* y de *antimonio*; bien que PULLI no adopta esta opinion, y mira estos polvos como formados, 1.º de fosfato de cal: 2.º del sulfato de potasa: 3.º de potasa que tiene en disolucion protóxido de antimonio: 4.º de deutóxido de antimonio. Se sabe que es poderosamente emético.

614. *Sulfato ácido de antimonio*. Está en masa blanca, blanda, que con el agua se trasforma en sub-sulfato blanco, insoluble, pulverulento, y en sobre-sulfato soluble.

Preparacion. Se obtiene por el 3.º y 4.º método (V. §. 202).

615. *Sulfito de antimonio*. Es pulverulento, poco soluble en el agua, de sabor acre y astringente: calentado se funde, se volatiliza y se descompone.

616. *Nitrato de antimonio*. Es poco conocido y soluble en el agua: esta solucion expuesta al aire, se enturbia y deja deponer deutóxido: cuando se opera con mucha agua, se precipita en ella el óxido blanco, que después de seco en un platicillo, se enciende como la yesca si se continúa calentándolo (BERZELIUS).

Preparacion. Se obtiene como el nitrato de protóxido de estaño (V. §. 534).

617. *Hidro-clorato de antimonio*. Esta sal puede cristalizar en agujas blancas, bien que con mas frecuencia se obtiene en estado líquido por el primer método (V. §. 202). Es ácida, sin color, y de un sabor cáustico: el agua la descompone y precipita en blanco; el precipitado es un sub-hidro-clorato de antimonio (polvos de ALGAROTH), y queda en el líquido sobre-hidro-clorato. Cuando se calienta se seca, se descompone y trasforma en *cloruro de antimonio* (manteca de antimonio.)

En otro tiempo se usaban los polvos de ALGAROTH, y se administraban como emético: se conocian con los nombres de *mercurio de vida*, *mercurio de muerte*, &c. En el dia estan generalmente abandonados.

618. *Sub-hidro-sulfato de antimonio*. (kermes mineral.) El kermes es sólido, rojo moreno, tanto mas oscuro en circunstancias iguales cuanto mas preservado haya estado del contacto de la luz: es ligero y aterciopelado.

Calentado en vasijas tapadas se descompone y trasforma en agua, en gas ácido sulfuroso y en óxido de antimonio sulfu-

rado ; porque el hidrógeno y una parte del azufre del ácido hidro-sulfúrico , se combinan en este experimento con una porcion del oxígeno del óxido de antimonio , para formar agua y ácido sulfuroso (ROBIQUET.)

Propiedad esencial. Mezclado con su volúmen de carbon y calentado hasta el rojo en un crisol , se descompone tambien el kermes y da antimonio metálico , agua , gas ácido carbónico , y gas ácido sulfuroso.

Expuesto al aire pierde el color y se descompone ; el oxígeno de la atmósfera se une al hidrógeno para formar agua , de lo que se sigue que debe predominar el azufre. Es insoluble en el agua , aunque se puede disolver en algunos hidro-sulfatos sulfurados : los de potasa y de sosa lo disuelven bien al calor y muy poco en frio ; los de barita , de stronciana y de cal lo disuelven en todas temperaturas.

619. Puesta en un frasquito , tapado con tapon de vidrio bien ajustado , cierta cantidad de kermes , y acabando de llenar el frasquito de ácido hidro-clórico , dilatado en la tercera parte de su volúmen de agua , se advierte que estos dos cuerpos tienen reaccion uno sobre otro , que se disuelve una porcion de kermes , que la mezcla toma un color amarillento , y que se desprende algo de gas ácido hidro-sulfúrico. Si se tapa el frasquito , para impedir este desprendimiento se obtiene un líquido blanco amarillento , formado de hidro-clorato muy ácido de antimonio , y de una corta cantidad de ácido hidro-sulfúrico. Es evidente que el ácido hidro-clórico descompone el kermes , se apodera del óxido de antimonio , con el que forma un hidro-clorato ácido , mientras se unen el hidrógeno y el azufre , para producir gas ácido hidro-sulfúrico que queda en la disolucion : este ácido no precipita el óxido de antimonio , porque está en corta cantidad , y particularmente porque está allí en grande exceso el ácido hidro-clórico combinado con el óxido.

Si se decanta esta disolucion de hidro-clorato de antimonio y de ácido hidro-sulfúrico , y se echan en ella algunas gotas de agua , se obtiene un precipitado *amarillo naranjado* formado de sub-hidro-sulfato de antimonio : en este caso se apodera el agua del exceso de ácido hidro-clórico , de consiguiente se retiene mucho menos el óxido de antimonio , y le precipi-

ta el ácido hidro-sulfúrico como acostumbra. Este hecho es notable en cuanto presenta el ejemplo de una disolución de hidro-clorato de antimonio, que precipita el agua de color amarillo naranjado, en lugar de precipitarla en blanco.

Si se filtra esta disolución de hidro-clorato de antimonio, y de ácido hidro-sulfúrico y se hace hervir algunos instantes, se desprende el ácido hidro-sulfúrico, y entonces precipita el agua en blanco el hidro-clorato de antimonio; lo que está perfectamente acorde con lo que se acaba de exponer.

Si se hace hervir *kermes* con bastante cantidad de disolución de potasa ó de sosa, se descompone inmediatamente, pierde su color y se trasforma en protóxido de antimonio blanco amarillento, insoluble, y en hidro-sulfato de potasa sulfurado, que tiene en disolución algo de protóxido de antimonio: y así, si despues de filtrar esta disolución se echan en ella algunas gotas de ácido nítrico, se une este con la potasa, y aparece un precipitado amarillo, mas ó menos rojizo, formado de protóxido de antimonio, de ácido hidro-sulfúrico y de azufre.

Preparacion. 1º Para obtener un hermoso *kermes*, es menester hacer hervir media hora en una caldera de hierro una parte de sulfuro de antimonio en polvo fino, 22 partes y media de sub-carbonato de sosa cristalizado, y 250 partes de agua; filtrar el líquido hirviendo, recibirlo en un embudo y vasijas calientes, cubrir estas y dejarlas enfriar. El *kermes* se depone enteramente al cabo de 24 horas; se pone sobre un filtro, se lava con el agua hervida y que se enfrie sin el contacto del aire; se seca á la temperatura de 25º, y se conserva cubierto del contacto del aire y de la luz (CLUZEL). Se obtiene por este método mucho menos *kermes* que por el siguiente; pero es mucho mejor: 2º se hace hervir como un cuarto de hora 2 partes de sulfuro de antimonio pulverizado, y una parte de potasa cáustica, ó 4 partes de sub-carbonato de potasa y 20 á 24 partes de agua; se filtra el líquido hirviendo, y se acaba la operación como en el caso anterior: 3º se funde en un crisol de barro una mezcla en polvo de 2 partes de sulfuro de antimonio, y de una parte de potasa ó de sosa del comercio, se reduce á polvo la masa fundida, y se hace hervir con 10 ó 12 veces su peso de agua; el *kermes* se depone inmediatamente, y se puede recoger siguiendo los métodos que dejamos indicados.

Teoría. De cualquier modo que se prepare, se descompone el agua y el sulfuro de antimonio; se forma hidro-sulfato sulfurado de potasa ó de sosa y kermes; este no se puede disolver del todo en el líquido frio y se depone.

SUB-HIDRO-SULFATO DE ANTIMONIO SULFURADO (azufre dorado).

Se diferencia este producto del kermes solo en que contiene mas azufre. Es sólido, amarillo naranjado, insoluble en el agua, y da cuando se calcina con carbon un boton de antimonio metálico.

Preparacion. El agua madre ó el líquido que sobrenada al kermes, contiene hidro-sulfato sulfurado de potasa ó de sosa, y cierta cantidad de kermes; despues de haberlo filtrado, se echan en él algunas gotas de ácido nítrico, sulfúrico ó hidrocórico, que se apoderan del álcali para formar una sal soluble, y se presenta un precipitado amarillo naranjado, compuesto de kermes, de ácido hidro-sulfúrico y de azufre: este es el *azufre dorado*, que no hay mas que lavarlo y secarlo.

La medicina se sirve de estos dos productos para casi las mismas indicaciones; pero suele preferirse siempre el kermes. Se usa, 1º como tónico del sistema pulmonar en el último período de las inflamaciones agudas de los pulmones, en todos los períodos de las fluxiones al pecho llamadas *catarrales*, sin esputos de sangre, y sin una grande irritacion del pecho, en el romadizo fuerte, cuando ha cesado la irritacion, en las *obstrucciones* de las glándulas del pulmon, en los catarros crónicos, en el asma húmedo &c. Se da en la dosis de uno, dos ó tres granos en manteca de cacao, en aceite, en una yema de huevo, ó en extractos: 2º se suele hacer tomar como emético 6 á 10 granos de kermes en 3 á 4 onzas de jarabe de hipecacuana que se da en cucharadas de cuarto en cuarto de hora hasta que se verifique el vómito: 3º se da tambien como sudorífico y estimulante de la piel en las flegmasías cutáneas crónicas, como la sarna, la herpes &c. en los reumatismos lentos, en las ceáticas y gotas antiguas: en estos casos se junta con el alcanfor y el antimonio diaforético no lavado. El *azufre dorado* se ha preconizado principalmente contra la gota: la una y la otra de estas preparaciones parecen de grande utilidad en la curacion de la plica polaca.

Dadas en mucha dosis pueden ocasionar síntomas de envenenamiento.

620. *Arseniato de antimonio*. Es pulverulento, insoluble en el agua, y lo mismo el molibdato de antimonio.

DE LAS SALES QUE FORMA EL DEUTOXIDO DE ANTIMONIO.

621. Estas sales se han estudiado muy poco, y algunas no existen: se puede obtener cierto número de ellas haciendo disolver el deutóxido en los ácidos: tales son el deuto-sulfato é hidro-clorato, que precipitan en blanco el agua y los álcalis, y en amarillo rojizo los hidro-sulfatos.

DEL SULFURO DE ANTIMONIO.

Este sulfuro se halla con mucha abundancia en la naturaleza: se encuentra en Francia en los departamentos de Gard, de Puy, de Dome, y en Vivarés, en Toscana, en Sajonia, en Hungría, en Bohemia, en Suecia, en Inglaterra, en España &c. Cristaliza en agujas de color gris azulado, brillantes, sin olor ni sabor.

622. Calentado en vasijas cerradas, se funde inmediatamente sin descomponerse; pero si está en contacto con el aire ó con el gas oxígeno, se trasforma en gas ácido sulfuroso, y en protóxido de antimonio sulfurado fundible. Este producto fundido por algun tiempo en un crisol de arcilla, constituye el *crocus metallorum*, *azafran de los metales*, *azafran de antimonio*, es de color moreno de castaña, tiene la fractura vidriosa, y contiene sílex, que ha quitado al crisol. Si se continúa la fundicion y se vierte, da al enfriarse un vidrio trasparente de color de jacinto, compuesto de protóxido y sulfuro de antimonio, de alúmina, de sílex y hierro oxidado (1), de lo que se

(1) Al sílex debe su transparencia el vidrio de antimonio, pues si se hace calentar en un crisol de platino sulfuro de antimonio, solo tostado sobre la rejilla, no se obtendrá mas que una masa opaca; pero si se pone en el mismo crisol una mezcla del mismo sulfuro y de arena (sílex), se formará pronto vidrio transparente.

debe inferir que ha sido atacada la materia del crisol: este vidrio es opaco, si contiene mucho sulfuro; segun VAUQUELIN, seria amarillo de limon sino contuviese hierro. Se puede demostrar la existencia en él de todas estas sustancias por medio del ácido hidro-clórico. El vidrio de antimonio sirve para hacer el tártaro estibiado, el vino antimoniado; es fuertemente emético, y se da rara vez solo. En HOFFMAN se leen observaciones de envenenamientos producidas por 7 á 8 granos de esta sustancia, que causaron la muerte.

Se puede combinar fundiéndolo, y en varias proporciones el protóxido de antimonio con el sulfuro: la *rubina* de los antiguos se forma de 8 partes del primero y de una del segundo: el *crocus*, de que ya hemos hablado, se puede preparar con 3 partes de protóxido y una de sulfuro; y el *hígado de antimonio* resulta de la accion de una parte del último sobre dos del protóxido.

El ácido *sulfúrico* concentrado transforma el sulfuro de antimonio, con el calor, en proto-sulfato de antimonio blanco; se descompone una parte del ácido, cede exígeno al azufre y al antimonio, y se halla reducida á gas ácido sulfuroso que se desprende. Lo mismo sucede con el ácido nítrico concentrado, excepto que hay desprendimiento de gas nitroso (deutóxido de azoe).

Calentado el sulfuro de antimonio con el ácido hidro-clórico líquido en una redomita, á que se adapta un tubo encorvado á propósito para recoger los gases, descompone el agua que contiene; el azufre y el hidrógeno del agua forman gas ácido *hidro-sulfúrico*, que se desprende, y el antimonio y el oxígeno del agua forman protóxido de antimonio, que se disuelve en el ácido hidro-clórico: por este mismo medio se puede obtener en abundancia, y en un alto grado de pureza el gas ácido hidro-sulfúrico (hidrógeno sulfurado).

Si se hace hervir agua en que se haya puesto sulfuro de antimonio y cal, ó barita ó stronciana pulverizadas, se descompone también el agua, y se obtiene un líquido formado, 1.º de hidro-sulfato sulfurado de la base; 2.º de sub-hidro-sulfato de antimonio (*kermes*).

Teoría. Como la cal no se descompone, se la puede representar por:

	Cal	
El sulfuro de antimonio por . . .	Antimonio	+ azufre + azufre + azufre.
El agua por . . .	Oxígeno	+ hidróg. + hidróg.
	Protóxido de antimon.	A. hidro- sulfúrico.
		Hidro-sulfato de cal sulfurado.

Descomponiéndose el agua, cede su oxígeno al antimonio y lo trasforma en protóxido; el hidrógeno se une á las dos porciones de azufre bajo las que le hemos colocado, y forma ácido hidro-sulfúrico; una parte de este ácido se combina con la cal y el azufre, y produce hidró-sulfato sulfurado, mientras que la otra se combina con el protóxido de antimonio, y produce kermes, que puede quedar en disolución en el líquido.

La potasa y la sosa obran del mismo modo sobre el sulfuro de antimonio; pero el kermes que resulta no se puede disolver mientras no esté el líquido muy caliente, y por consecuencia se precipita luego que llega á enfriarse. La preparación del kermes se funda sobre esta propiedad.

Cuando se echan en un crisol caliente hasta el calor rojo partes iguales de *nitrato de potasa* y de sulfuro de antimonio pulverizadas, se obtiene un producto de color moreno de castaña, conocido con el nombre de *hígado de antimonio*, que se compone de sulfato de potasa, de sulfuro de potasa, y de óxido de antimonio; de lo que se sigue que el oxígeno del ácido nítrico pasa al mismo tiempo al azufre y al antimonio. El hígado de antimonio se usaba mucho en otro tiempo como vomitivo, purgante y fundente: servia y aun sirve algunas veces para preparar el vino emético turbio y no turbio. Se obtiene el *fundente de ROTROU*, empleando en lugar de partes iguales, tres partes de *nitrato de potasa* y una de sulfuro de antimonio, y dando fuego á la mezcla con una ascua. El producto que resulta es sulfato de potasa + deutóxido de antimonio unido á la potasa.

Al sulfuro de antimonio lo descompone con el calor el estaño, el plomo, el cobre y la plata, que se apoderan del azu-

fre que entra en su composicion. Se emplea para extraer el metal, y para preparar el kermes, el azufre dorado, el vidrio de antimonio, la rubina, el hígado de antimonio, el fundente de ROTROU &c.

Composicion. THOMSON considera el sulfuro de antimonio como un compuesto de 100 partes de metal y 35,572 de azufre, ó de un átomo de antimonio y otro de azufre.

Preparacion. Se obtiene fundiendo el metal y el azufre.

DEL TELURO.

El teluro se halla, 1º combinado con el hierro y el oro en Transilvania, en las minas de Muria Loreto: 2º con el oro y la plata, tambien en Transilvania: 3º con el plomo, el oro, la plata y el azufre: 4º en fin, con el plomo, el oro, el azufre y el cobre.

623. El teluro es sólido, blanco azulado, muy brillante, de una contextura laminosa, muy frágil; fácil de pulverizar: su peso específico es de 6,115.

Calentado en vasijas tapadas se funde á un grado de calor algo superior al necesario para liquidar el plomo: se volatiliza despues, y se condensa en gotitas. Ni el aire atmosférico, ni el gas oxígeno obran al parecer sobre él en frio; pero si se levanta la temperatura, se forma un óxido volátil, de un olor semejante al rábano picante, que exhala vapores blancos; hay ademas desprendimiento de calórico y de luz azul verdosa.

El gas hidrógeno se puede combinar directamente con el teluro, y basta para esto ponerlo en contacto con el gas que se produce descomponiendo el agua con la coluna eléctrica, en cuyo caso se forma un *hidruro* sólido moreno: tambien hay un producto gaseoso que forman estos dos elementos, y que se puede obtener directamente; tiene el nombre de *gas hidrógeno telurado*, y algunos químicos le llaman ácido *hidro-telúrico*. Es gaseoso, no tiene color; su sabor es semejante al del gas ácido hidro-sulfúrico: no se sabe cual es su peso específico, y enrojece la infusion de girasol. Absorve el gas oxígeno cuando se le acerca un cuerpo encendido, y hay desprendimiento de calórico y de luz azulada, y depósito de óxido de teluro. Se disuelve en el agua; la solucion de color rojo claro, la descom-

pone fuertemente el contacto del aire, y resulta hidruro de teluro, que se depone en polvo moreno. Este hidruro contiene menos hidrógeno que el gas, de lo que se infiere que el oxígeno del aire se ha combinado con una porción de hidrógeno. Se une á los álcalis, y da productos que tienen la mayor relacion con las sales. El cloro le descompone y le quita su hidrógeno. Precipita algunas disoluciones metálicas, que forman los metales de las cuatro últimas clases. Parece estar formado de un átomo de teluro, cuyo peso es 4, y de otro de hidrógeno, que pesa 0,125. Se obtiene operando en una aligacion de teluro y potasio con el ácido hidro-clórico, como hemos dicho tratando del gas hidrógeno arseniado (V. §. 546).

Calentado con cloro gaseoso pasa el teluro al estado de cloruro sólido, y hay desprendimiento de calórico y de luz: este cloruro no tiene color, es semitransparente, y parece formado de 100 partes de teluro, y de 90,5 de cloro (H. DAVY.) No se conoce la accion de los otros cuerpos simples sobre este metal, que no obra sobre el agua. Los ácidos sulfúrico, nítrico y el agua regia lo oxidan y disuelven. No se sabe cual es la accion de los otros ácidos sobre él. No tiene usos.

Peso de un átomo de teluro. Segun BERZELIUS, el óxido de teluro se forma de 100 partes de metal y 24,8 de oxígeno; y suponiendo que esté compuesto de un átomo de oxígeno, que pesa 1, y otro de metal, el peso de este será 4.

Extraccion. Si el mineral no contiene mas que teluro, oro y hierro, se separa de la ganga, se pulveriza para ponerlo á un calor suave con 5 ó 6 partes de ácido nítrico, y se forma nitrato de teluro y nitrato de hierro solubles: el oro, la mayor parte de la ganga, y una porción de óxido de hierro quedan en el fondo, se filtra el líquido despues de haberlo dilatado. Se echa en la disolucion un exceso de potasa cáustica; todo el óxido de hierro se precipita, mientras que el de teluro, soluble en un exceso de potasa, queda en el líquido; se filtra y se echa en la disolucion bastante ácido hidro-clórico para saturar toda la potasa; se forma desde luego un precipitado blanco en copos de sub-hidro-clorato de teluro; se lava con partes iguales de agua y de alcohol (el agua sola disolveria el óxido) y se pone sobre un filtro. Cuando está seco, se calienta por grados en una retorta de vidrio con $\frac{8}{100}$ de su peso de carbon;

el óxido pierde su oxígeno, y el metal aislado se sublima en parte, mientras queda la otra porción en la retorta formando un pan ó boton.

Si el mineral de telurio contuviese plomo, se formaria tambien nitrato de plomo, seria menester aplicar á estos nitratos el ácido sulfúrico, y se precipitaria el plomo en estado de sulfato, quedando en la disolucion sulfato de telurio y de hierro, á los que tambien descompondria la potasa.

DEL OXIDO DE TELURO.

624. Es producto del arte: blanco, se funde á menos del calor rojo, y se volatiliza: se puede disolver en algunos ácidos. Se combina con la potasa, la sosa y el amoniaco mediante el calor, y da productos poco solubles en el agua. Se forma segun BERZELIUS, de 100 partes de metal y de 24,83 de oxígeno. No tiene usos. Se obtiene descomponiendo una sal de telurio con la potasa ó la sosa, las cuales no deben emplearse en exceso para que no se vuelva á disolver una porción del óxido.

DE LAS SALES DEL TELURO.

La potasa y la sosa descomponen las disoluciones de telurio, y las precipitan en blanco: el óxido precipitado se vuelve á disolver en un exceso del reactivo precipitante: los hidro-sulfatos solubles causan un precipitado negro de sulfuro de telurio; la infusion de nuez de agallas precipita copos amarillos; el hidro-cianato de potasa y de hierro (prusiato), no los enturbia. El zinc, el hierro y el antimonio separan telurio negro pulverulento.

625. *Sulfato de telurio.* No tiene color, es soluble en el agua, y fácilmente descomponible al fuego.

626. *Nitrato de telurio.* No tiene color, lo puede descomponer el agua, que precipita sub-nitrato soluble en un exceso de agua: da por la evaporacion agujas prismáticas, sin color, y ligeras.

627. *Hidro-clorato de telurio.* Es líquido, lo puede descomponer el agua; el precipitado blanco que se forma, se disuelve en una gran cantidad de agua.

DEL URANO.

El urano no se halla en la naturaleza sino combinado con el oxígeno, y es parte del mineral conocido con el nombre de *pech-blenda*.

628. El urano es un metal sólido, de color gris oscuro, muy brillante, quebradizo, fácil para dejar entrar el cuchillo y la lima; bien que dice CLARKE, que sacó del *pech-blenda* por medio del soplete de gas, un metal semejante al acero, tan duro, que apenas le entraba la lima mas bien acerada; pero es probable que este metal estuviese aligado con plomo, con hierro y con silicio, cuyos óxidos entran en la composición del *pech-blenda* (CLARKE *Ann. de Chimie et Phisique*, t. III.) Su peso específico es de 8,7.

Hasta estos últimos tiempos no se ha podido *fundir el urano*, lo cual se ha conseguido por medio del soplete de gas de BROOKS. Según CLARKE, absorbe mientras se funde, el oxígeno del aire y pasa al estado de óxido amarillo de canario. Se han hecho pocos experimentos para examinar la acción del urano sobre los cuerpos simples. No obra sobre el agua, ni sobre los ácidos bórico, carbónico y fosfórico; apenas lo ataca el ácido sulfúrico, mientras que él descompone muy bien el ácido nítrico, le quita una porción de su oxígeno, se oxida y se disuelve en la porción de ácido no descompuesta. Apenas tiene acción sobre el ácido hidro-clórico. No tiene usos.

Peso de un átomo de urano. El protóxido de urano se compone, según SCHÖUBERT, de 100 partes de metal, y 6,373 de oxígeno: suponiendo que la cantidad de oxígeno sea igual á 6,4, y considerando al protóxido como compuesto de un átomo de oxígeno y otro de metal, el peso de este será 15,625.

Extracción. Se descompone el óxido de urano en un crisol brascado, como hemos dicho tratando del manganeso (V. §. 477).

DE LOS OXIDOS DE URANO.

629. Algunos químicos admiten un protóxido de urano gris negruzco, que entra en la composición del *pech-blenda*.

PROUST duda de su existencia, porque dice que no ha sido posible obtenerlo ni analizarlo, y que por otra parte no forma sales con los ácidos. He aquí cuales son los caracteres asignados á este *protóxido*. Es de color gris negro, difícilmente fundible, é insoluble en los ácidos, á menos que no absorva el oxígeno para pasar al estado de *deutóxido*. Se forma, según SCHOUBERT de 100 partes de urano, y de 6,373 de oxígeno, ó de un átomo de urano y otro de oxígeno. Se dice que lo hay en Sajonia y en Bohemia. Se obtiene calentando el urano hasta el rojo con el contacto del aire.

630. *Deutóxido de urano*. Se halla en corta cantidad en Saint-Sinforien cerca de Autun, y en Chanteloupe, cerca de Limoges en Francia, en Sajonia, en Inglaterra, en Wurtemberg, y en Bohemia: su color varía desde el amarillo de limon, hasta el verde esmeralda: está en láminas cristalinas y en polvo; se combina con varios ácidos: no tiene usos; se forma, según SCHOUBERT de 100 partes de metal y 9,6 de oxígeno, ó de 2 átomos de urano y 3 de oxígeno. Se obtiene descomponiendo el nitrato de urano con la potasa.

DE LAS SALES QUE FORMA EL DEUTOXIDO DE URANO.

Las sales de urano tienen un sabor astringente, fuerte, sin mezcla de sabor metálico; todas son de color amarillo ó blanco amarillento: la potasa cáustica precipita el óxido amarillo de las que son solubles en el agua. Los carbonatos de potasa y de sosa dan lugar á un precipitado blanco: estos precipitados se disuelven en un exceso de potasa. El hidro-sulfato de potasa produce en ellas un depósito moreno amarillento, que es sulfuro de urano. El prusiato de potasa forma un precipitado rojo moreno, y la infusion de nuez de agallas un precipitado de color de chocolate. Ninguna de estas sales tiene usos.

631. El *fosfato de urano* es muy poco soluble en el agua, y de color blanco amarillento.

632. *Sulfato de urano*. Está en cristalitos prismáticos ó en hojas de color amarillo de limon, que pasan á verdes expuestas al sol: solubles en la mitad de su peso de agua hirviendo, algo menos solubles en el agua fria, y que el fuego puede descomponer enteramente en óxido y en ácido. Se prepara por el 1º ó 2º método (V. §. 202.)

633. *Nitrato de urano*. Cristaliza en láminas hexágonas, ó en prismas anchos rectangulares de cuatro lados aplastados, de color amarillo de limon ó verdosos, solubles en la mitad de su peso de agua á 15°, mucho mas solubles en el agua hirviendo, eflorescentes en un aire, cuya temperatura sea de 38° (centíg.), y delicuescentes en un aire frio y húmedo. Estos cristales calentados, se funden en su agua de cristalización, se descomponen y dan óxido de urano, gas deutóxido de azoe y gas oxígeno.

Preparacion. Se obtiene con el mineral de óxido de urano, que á mas del óxido, contiene hierro, plomo, cobre, sílex, azufre y carbonato de cal; se le echa en frio el ácido clórico flojo para trasformar este carbonato en hidro-clorato soluble; se decanta la disolucion y se lava el depósito; despues se le hace hervir con grande exceso de ácido nítrico dilatado en su peso de agua, que no obra sobre el sílex, y que apenas ataca al azufre: hay entonces desprendimiento de gas nitroso y formacion de nitratos de urano, de hierro, de plomo y de cobre, todos solubles en el agua: se filtra y hace evaporar el líquido hasta sequedad para descomponer la mayor parte del nitrato de hierro; se echa agua á la masa, y se filtra de nuevo; el óxido de hierro queda sobre el filtro, pero los nitratos de urano, de plomo, de cobre, y la corta cantidad de nitrato de hierro que no se descompone, se hallan en la disolucion: se hace pasar por ella una corriente de gas ácido hidro-sulfúrico, que precipita el plomo y el cobre en estado de sulfuros, y entonces no queda en la disolucion mas que nitrato ácido de urano y un poco de nitrato de hierro: se filtra y se evapora de nuevo hasta sequedad para descomponer completamente la sal ferruginosa; se echa agua sobre la masa, que solo disuelve el *nitrato de urano*, que se puede evaporar y hacer cristalizar.

634. *Hidro-clorato de urano*. Está en prismas cuadrangulares aplastados, verdoso amarillos, delicuescentes y muy solubles en el agua. Se obtiene por el 1º ó 2º metodo (V. §. 202.)

635. *Hidro-florato de urano*. Es cristalizabile é inalterable al aire.

636. *Arseniato de urano*. Está en polvo blanco amarillento, insoluble en al agua.

DEL CERIO.

Nunca se ha hallado el cerio en estado nativo : existe en Suecia combinado con el oxígeno, el sílex y el óxido de hierro, lo que constituye el óxido silicerífero de cerio ó la cerita. Se encuentra también una mina en Groenlandia ; pero contiene además cal y alúmina.

637. El cerio es un metal sólido, blanco gris, muy frágil, y de una estructura laminosa : se ignora cual es su peso específico : es muy difícil de fundir al fuego de nuestras fraguas. Con todo eso la cerita se funde y se reduce con la mayor facilidad con el soplete de gas. (CLARKE.) No es volátil al calor rojo que puede recibir una retorta de porcelana en un horno de reverbero (LAUGIER). El aire atmosférico y el gas oxígeno á una temperatura alta, lo hacen pasar al estado de óxido blanco. Se pueden hacer experimentos para reconocer su acción sobre los cuerpos *simples*, y sobre los *ácidos*. No la tiene sobre el agua, ni tiene uso.

Peso de un átomo de cerio. El protóxido de cerio se forma de 100 partes de metal y 17,39 de oxígeno ; y suponiendo que esté compuesto de un átomo de cada uno de estos cuerpos, el peso del átomo de cerio será 5,75.

Extracción. Se obtiene calentando el óxido de cerio en un crisol brascado. (Véase Manganeso. §. 477).

DE LOS OXIDOS DE CERIO.

638. El *protóxido* de cerio es un producto del arte, blanco, muy difícil de fundir, y capaz de pasar al estado de deutóxido cuando se calienta con gas oxígeno ó con aire atmosférico. No tiene usos. Se disuelve en varios ácidos, y se forma de 100 partes de cerio, y de 17,39 de oxígeno, ó de un átomo de cada uno de estos cuerpos. Se obtiene descomponiendo una sal de protóxido con amoniaco.

639. *Deutóxido.* Entra en la composición de la cerita : su color es moreno rojizo ; es muy difícil de fundir ; no tiene acción alguna sobre el gas oxígeno : no tiene usos. Calentado con el ácido hidro-clórico, pasa al estado de protóxido que se

disuelve; el oxígeno que ha perdido se une al hidrógeno de una porción de ácido hidro-clórico para formar agua, y se desprende cloro. Considerándolo compuesto de dos átomos de cerio y tres de oxígeno, se verá que está formado de 100 partes de metal y 26,08 de oxígeno; al paso que HISINGER hace subir la cantidad de oxígeno á 26,115. Se obtiene descomponiendo una sal de deutóxido de cerio con el amoniaco.

DE LAS SALES DE CERIO.

Todas las sales de cerio son producto del arte: las que son solubles tienen un sabor dulce; á todas las precipita en blanco el hidro-cianato de potasa (prusiato), y el oxalato de amoniaco; pero el primer precipitado se disuelve en los ácidos nítrico é hidro-clórico, mientras que el segundo es insoluble en ellos. La infusión de nuez de agallas no enturbia las disoluciones del cerio. Los hidro-sulfatos solubles las descomponen, y precipitan un sulfuro.

DE LAS SALES QUE FORMA EL PROTOXIDO DE CERIO.

Estas sales no tienen color.

640. *Proto-carbonato de cerio.* Es granuloso, insoluble en el agua pura y en el agua acidulada con el ácido carbónico. El *proto fosfato* de cerio es también insoluble en el agua, y tampoco se disuelve en los ácidos nítrico é hidro-clórico. *Preparacion* (V. §. 207 y 210.)

641. *Proto-sulfato de cerio.* Se obtiene fácilmente en cristales; es soluble en el agua. *Preparacion.* (V. met. 1^o. §. 202.)

642. *Proto-nitrato de cerio.* Cristaliza difícilmente, y retiene un exceso de ácido: atrae la humedad del aire y se disuelve muy bien en el agua. *Preparacion.* (V. met. 1^o. §. 202.)

643. *Proto-hidro-clorato de cerio.* Está en cristalitos prismáticos de cuatro lados: entorpece la infusión de girasol, atrae la humedad del aire, y se disuelve muy bien en el agua.

Preparacion. Se hierve la *céríta* pulverizada en grande exceso de ácido hidro-clórico; el cerio, el hierro y la cal que son partes del mineral, se disuelven, y queda el silex en el fondeo.

do del vaso; se filtra y evapora el líquido para que se vaya el exceso de ácido, y despues se dilata en agua, y se filtra de nuevo (1). Se le añade amoniaco, que solo precipita los óxidos de cerio y de hierro; se echa sobre este precipitado lavado y todavía húmedo, una disolucion de ácido oxálico, que se hace hervir: se forma oxalato de hierro soluble, y oxalato de protóxido de cerio de color blanco rosco, insoluble en el agua: se lava este precipitado, y se calcina cuando está seco para destruir el ácido oxálico; de suerte que se obtiene deutóxido de cerio (el protóxido de cerio pasa al estado de deutóxido por la calcinacion); se opera sobre este ácido con el ácido hidro-clórico, que como se ha dicho, lo trasforma en hidro-clorato de protóxido (LAUGIER.)

644. *Proto-arseniato de cerio.* Es insoluble en el agua, á menos que no contenga esta un exceso de ácido. El *molibdato de cerio* es insoluble en el agua y en los ácidos.

DE LAS SALES QUE FORMA EL DEUTOXIDO DE CERIO.

Tienen un color amarillo ó amarillo naranjado.

645. *Deuto-sulfato de cerio.* Está en pequeños octaedros, ó en agujitas de color amarillo de limon, ó amarillo naranjado, solubles solamente en el agua acidulada, y se trasforman al aire en polvo amarillo. *Preparacion.* (V. 1^o y 2^o. met. §. 202.)

646. *Deuto-sulfato de cerio.* Se puede obtener en cristales de color de ametista pálido. *Preparacion.* (met. 1^o).

647. *Deuto-nitrato de cerio.* Es amarillo, difícil de cristalizar cuando está saturado de óxido, y atrae la humedad del aire. *Preparacion.* (V. met. 1^o. §. 202.)

648. *Deuto-hidro-clorato de cerio.* Basta para descomponerlo el calor del agua hirviendo, y lo trasformá en proto-hidro-clorato y en cloro; lo que se concibe fácilmente admitiendo la descomposicion de una porcion de ácido hidro-clórico, y la formacion de agua á costa del hidrógeno del ácido descompuesto, y de una parte del oxígeno del óxido.

(1) Puede suceder que se halle una porcion de sílex en la disolucion, y se depone al paso que se evapora el líquido.

DEL COBALTO.

El cobalto se halla en la naturaleza, 1º combinado con el oxígeno: 2º con el hierro, el nickel, el arsénico y el azufre: 3º con el oxígeno y un ácido en estado de sal.

649. El cobalto es sólido, blanco gris, ligeramente dúctil; su textura es granulosa apretada: su peso específico es de 8,5384 y de 7,7, según algunos químicos, es magnético aunque menos que el hierro. Se funde al parecer al mismo grado que el hierro; esto es, á 130º del pirómetro de WEDGWOOD; se funde fácilmente con el soplete de BROOKS (CLARKE). Absorbe el gas oxígeno á una temperatura alta, y pasa al estado de deutóxido negro; no le causa alteración alguna este gas en frío. Se puede combinar con el fósforo mediante el calor, y da un fosfuro blanco, brillante, frágil, mas fundible que el cobalto, y que se transforma por la acción del aire en gas oxígeno, en ácido fosfórico, y en óxido de cobalto, con tal que sea la temperatura bastante alta. Este fosfuro se forma de 94 partes de cobalto y de 6 de fósforo.

El azufre se puede combinar con el cobalto por medio del calor, cuyo sulfuro se forma con desprendimiento de luz.

La combinación del cloro con el cobalto se verifica con desprendimiento de luz, cuando la temperatura está alta. El cloruro de cobalto que se obtiene operando sobre el protóxido de este metal con el ácido de hidro-clórico es azul. Cuando se calienta hasta el rojo, parte se descompone y parte se volatiliza en forma de flores ligeras de azul de lino, difícilmente solubles en agua, al paso que el cloruro azul que se ha secado simplemente, se disuelve muy bien en este líquido y da un hidro-clorato de color de rosa.

Este metal no causa al agua alteración alguna. Los ácidos bórico, carbónico y fosfórico no obran sobre él: el ácido sulfúrico concentrado é hirviendo, descompone en parte el cobalto, que absorbe una porción de su oxígeno y forma sulfato, se desprende gas ácido sulfuroso. El cobalto descompone en parte el ácido nítrico, lo transforma en protóxido y lo disuelve después; se desprende gas deutóxido de azoe. El ácido hidro-clórico líquido ataca difícilmente á este metal, á no ser que esté dilata-

do en agua ó combinado con algo de ácido nítrico. El cobalto se puede combinar con varios metales; pero no tiene uso ninguna de las aligaciones en que él entra.

Peso de un átomo de cobalto. Si admitimos que el protóxido de cobalto está formado de 100 partes de metal y 27,58 de oxígeno, y suponiendo que esté compuesto de un átomo de oxígeno y otro de cobalto, el peso de este último será 3,25.

Extraccion. Se obtiene descomponiendo el protóxido con el carbon, como hemos dicho tratando del manganeso (V. §. 477).

DE LOS ÓXIDOS DE COBALTO.

650. *Protóxido de cobalto.* Es producto del arte. Cuando está recién separado de una disolucion de cobalto, es azul: si se seca sin el contacto del aire, es de color gris azulado. Vamos á examinarle en estos dos estados: 1º *cuando es azul y mezclado con agua.* Expuesto al aire absorve el oxígeno y se pone verdoso (1): si se pone en contacto con una disolucion de cloro, pasa al estado de *deutóxido negro* inmediatamente (V. *Protosales de hierro.*) Si en lugar de exponerlo al aire, se pone con agua en vasijas tapadas, pasa al color morado, se combina con el agua, aumenta de volúmen y llega á ser hidrato de color de rosa, que se puede obtener en forma de un polvo compuesto de 79 á 80 partes de protóxido, y de 20 á 21 de agua (PROUST): 2º *cuando es gris azulado y seco.* Calentado en un crisol hasta el calor rojo se enciende de repente; cuando se pone en contacto con el aire se apaga, se ennegrece, y se halla trasformado en deutóxido: segun CLARKE se puede fundir fácilmente y descomponer en oxígeno y en cobalto, por medio del soplete de BROOKS. El azufre lo descompone á una temperatura alta, se apodera del metal y forma un sulfuro. Se combina perfectamente con los ácidos, se disuelve en el amoníaco y le comunica un hermoso color rojo.

Se forma de 100 partes de cobalto y 27,36 de oxígeno segun ROTHOFF; y segun PROUST no contiene mas que 19,8 de

(1) THENARD mira este producto verdoso como un óxido nuevo, que es un medio entre los dos que admitimos.

oxígeno. Se obtiene descomponiendo, en vasos cerrados, el subcarbonato de protóxido, al paso que se prepara el hidrato echando potasa en el hidro-clorato ó nitrato de protóxido. Sirve para teñir de azul los cristales, los esmaltes, la porcelana &c.

El azul no es mas que un vidrio azul pulverizado y compuesto de sílice, de potasa y protóxido de cobalto. Para obtenerle se tuesta el mineral de cobalto reducido á polvo y separado de las materias terreas. Este mineral está formado, por lo comun, de cobalto, hierro, azufre y arsénico. Tostándole se trasforman estas dos últimas sustancias en gas ácido sulfuroso y en deutóxido de arsénico que se volatilizan: el hierro y el cobalto pasan al estado de óxido: se funden con 3 partes de potasa y otro tanto de arena pura, y á poco se obtiene un vidrio azul, conocido con el nombre de *esmalte*. Se pone en agua fria estando aun caliente y se machaca entre dos yunques: quebrado de este modo se agita en toneles llenos de agua: se decanta el líquido turbio, y se depone un polvo que se designa con el nombre de *azul*. Es evidente que este producto será tanto mas fino cuanto mas se haya tardado en decantar el líquido; porque en este caso las partes mas pesadas han tenido tiempo de precipitarse al fondo de los toneles. El azul es tanto mas azul cuanto mas óxido de cobalto y menos óxido de hierro contiene.

651. *Deutóxido de cobalto*. Se halla en Sajonia combinado con otros metales; es negro, y se descompone con el soplete de BROOKS, en oxígeno y en cobalto. No se combina con los ácidos, si no pierde una porción de su oxígeno. El ácido sulfuroso lo disuelve inmediatamente, porque le quita una porción de su oxígeno para pasar al estado de ácido sulfúrico. Se compone, segun PROUST, de 100 partes de metal y de 25 de oxígeno, al paso que, segun ROTHOFF, contiene 36,77 partes de oxígeno. Admitiendo estos últimos números se podría considerar como compuesto de dos átomos de cobalto y tres de oxígeno. Se obtiene poniendo el anterior en contacto con el aire á un calor rojo.

DE LAS SALES QUE FORMA EL PROTOXIDO DE COBALTO.

Casi todas las sales de cobalto son de color de rosa: la potasa, la sosa y el amoniaco las descomponen y precipitan el

protóxido azul : este precipitado se disuelve en un exceso de amoniaco , y da un líquido rojo , si es pura la sal de cobalto : este líquido es una sal doble de cobalto y de amoniaco. Los hidro-sulfatos solubles causan en él un sedimento negro de sulfuro de cobalto soluble en un exceso de hidro-sulfato , segun PROUST. El hidro-cianato de potasa (prusiato) las precipita de color verde de yerba. Los carbonatos, los fosfatos, los arseniats y los oxalatos solubles hacen precipitados de color de rosa, que se forman de carbonato , fosfato, arseniato ó del oxalato de cobalto.

652. *Borato de cobalto.* Es pulverulento , rojizo é insoluble en el agua : calentado se funde y da vidrio azul subido.

Preparacion. Método 3.^o (V. §. 202).

653. *Carbonato de cobalto.* Está en polvo de color de rosa, insoluble en el agua ; se descompone con el calor , y da un protóxido gris , sino está en contacto con el aire ; de lo contrario pasa al estado de deutóxido. Con la potasa da hidrato de cobalto de color de rosa.

Preparacion. Método 3.^o (V. §. 202).

654. *Fosfato de cobalto.* Es de color de rosa violado , insoluble en el agua , y soluble en el ácido fosfórico : mezclado con 8 partes de alumina en gelatina y calentado en un crisol , da un producto de color azul hermoso , que puede suplir por el ultramar , el que descubrió THENARD.

Para obtener este producto se tuesta el mineral de cobalto de Tunaberg , de Sajonia ó de Hungría para quitarle la mayor parte de azufre y de arsénico que contiene (V. *Preparacion del sulfato de cobalto*) ; se echa al producto un exceso de ácido nítrico dilatado en agua , y se evapora la solucion casi hasta sequedad : se hace hervir con agua la masa que se obtiene para disolver el nitrato de cobalto y separar cierta cantidad de arseniato de hierro insoluble ; se filtra y se echa en la disolucion sub-fosfato de sosa ; inmediatamente se forma un precipitado morado , que es sub-fosfato de cobalto que contiene hierro , cobre &c. ; se lava el precipitado y se pone sobre un filtro : cuando está todavía como una gelatina se mezcla una parte con 8 partes de alumina recién precipitada , perfectamente lavada y en consistencia de gelatina : se tiene seguridad de que la mezcla está bien hecha , cuando no se perciben en ella

puntos morados ni blancos: entonces se hace secar y se calienta por espacio de media hora hasta el calor rojo cereza en un crisol de barro con su cobertera. En lugar de una parte de fosfato de cobalto, se puede emplear con igual efecto $\frac{1}{2}$ parte de arseniato del mismo metal, que se puede tener echando arseniato de potasa en la disolucion nítrica de cobalto, obtenida como se acaba de decir.

655. *Sulfato de cobalto.* Cristaliza en agujas formadas de prismas romboidales, terminadas en puntas diedras de color carmesí, que se vuelve rosa cuando la sal está seca: enrojece la infusion de girasol, y se disuelve en el agua. La disolucion de esta sal, mezclada con la de *sulfato de amoniaco* da una sal doble, amarilla, rojiza que se puede hacer cristalizar. Se une tambien con el sulfato de potasa para formar un sulfato doble de potasa y de cobalto que cristaliza con la mayor facilidad.

Preparacion. Se puede preparar esta sal con el mineral de cobalto de Tunaberg; pero se prefiere emplear los fragmentos informes de los minerales de Sajonia y de Hungría, que son mucho mas baratos y contienen cobalto, hierro, cobre, arsénico y azufre. Se tuestan despues de pulverizados para trasformar, con el auxilio del oxígeno del aire, el azufre y el arsénico en gas ácido sulfuroso, y en óxido de arsénico volátiles; y el cobalto, el hierro y el cobre en óxidos fijos: es verdad que una parte del azufre y del arsénico pasa al estado de ácido sulfúrico y ácido arsénico, que quedan en los óxidos fijos. Se echa en el mineral, tostado de este modo, ácido nítrico é hidro-sulfúrico, sub-carbonato de sosa, ácido oxálico y amoniaco, para obtener el oxalato de cobalto y de amoniaco, que descompone el calor, y da óxido de cobalto puro, que se puede disolver en ácido sulfúrico. (Método de LAUGIER). Véase, con respecto á otros pormenores, la preparacion del nitrato de nickel.

656. *Nitrato de cobalto.* Cristaliza en cristalitos prismáticos, rojizos, delicuescentes, solubles en el agua. Calentado se descompone; el ácido nítrico cede oxígeno al protóxido y lo hace pasar á deutóxido. *Preparacion.* Primer método §. 202.

657. *Hidro-clorato de cobalto.* Cristaliza dificilmente; atrae la humedad del aire, y se disuelve muy bien en el agua. Su disolucion concentrada es de color azul subido: sujeta á una tem-

peratura alta, se pone gris; si en lugar de concentrarla se dilata en agua, pásala á color de rosa, sea cualquiera la temperatura, y se puede emplear como tinta simpática: para usarla se escribe con ella en el papel, y cuando los caracteres esten secos é invisibles se calientan; la disolución de cobalto se concentra, pasa del color de rosa al azul subido, y los caracteres se hacen visibles: expuestos al aire en este estado, vuelven pronto á desaparecer; fenómeno que pende de que la sal azul concentrada atrae la humedad del aire, y toma un color de rosa claro invisible; en lo que se ve que pueden hacer aparecer ó desaparecer como se quiera. Si la disolución de cobalto contiene trito-hidro-clorato de hierro, son verdes los caracteres. Se obtiene el hidro-clorato de cobalto por el método 1º §. 202.

658. *Arseniato de cobalto.* Segun PROUST, no hay ya duda en que existe esta sal en la naturaleza. Las eflorescencias de color de rosa que se encuentran en casi todos los minerales de cobalto, en los de cobre, de plata y que se han designado con el nombre de *arseniato de cobalto*, se forma, segun el mismo, de óxido blanco de arsénico, y de protóxido de cobalto; y asi se pueden separar estos dos óxidos poniéndolos á la acción de una temperatura poco alta. Sea de esto lo que quiera, el *arseniato de cobalto* preparado en los laboratorios, es de color rojo rosa, insoluble en el agua, y no muda de color cuando se calienta hasta el grado suficiente para descomponer las eflorescencias naturales de color de rosa.

Preparacion. Método 3º §. 202.

DEL TÍTANO.

659. El títano se halla siempre combinado con él oxígeno: su óxido está tan pronto unido á la cal y al silex, como al óxido de hierro. Se ignoran las propiedades físicas de este metal, que es muy difícil de obtener; segun LAUGIER, es amarillo: es infundible al fuego de nuestras mejores fraguas. CLARKE anuncia que con el soplete de BROOKS se puede reducir el mineral del títano silicio calizo, y que se obtiene un boton metálico; pero es evidente que este boton no es títano puro. A una temperatura alta puede el títano absorver el oxígeno, y pasar al estado de óxido. Se ha estudiado muy poco

la acción de los cuerpos simples capaces de combinarse con los metales sobre el titano. Los ácidos *sulfúrico, nítrico é hidróclórico* atacan este metal, mediante el calor, le oxidan y se combinan con el óxido formado. Se ignora cual es la acción de la mayor parte de los otros ácidos sobre este metal. No tiene usos. Se obtiene como el manganeso, calentando el óxido de titano con carbon (V. §. 477).

DEL OXIDO DE TITANO.

660. Creemos no deber admitir mas que un óxido de titano, hasta que se de muestra que se distinguen entre sí los dos óxidos adoptados por algunos químicos. Este óxido se encuentra en algunos departamentos de Francia, en Horcajuela en Castilla la vieja, en Hungría, en Bohemia en Cornouailles &c. Se halla siempre en los terrenos primitivos. Su color varía extraordinariamente, segun las sustancias con que se combina. Separado de estas, y bien preparado en los laboratorios, es blanco y muy difícil de fundir: es soluble en los álcalis, y evaporada esta disolución, da una masa de que se puede separar completamente el álcali (potasa ó sosa) con lavaduras repetidas. Cuando está fuertemente calcinada, es insoluble en los ácidos, á no ser que antes se haya combinado con un álcali. Se separa de las sales de titano por medio del amoniaco.

DE LAS SALES DE TITANO.

Las sales de titano no tienen generalmente color, son poco solubles en el agua; sus disoluciones precipitan en blanco con los sub-carbonatos de potasa ó de sosa, y con el oxalato de amoniaco; en verde de yerva oscuro por el hidro-sulfato de potasa; en pardo rojizo sanguíneo por la infusión de nueces de agallas, y por el prusiato de potasa: este último reactivo las precipita por el contrario en verde de yerba pardusco, si contienen hierro; y cambia el precipitado si se le añade un poco de potasa en púrpura, luego en azul, y últimamente se pone blanco. Metiendo una lámina de estaño en una disolución de titano; se hace tomar al líquido que la rodea un hermoso color rojo; segun KLAPROTH, el zinc le comunica un color azul subido.

661. *Carbonato de titano*. Es pulverulento, blanco, con un viso amarillento, é insoluble en el agua. *Preparacion*) Método 3º §. 202.)

662. *Fosfato de titano*. Es blanco é insoluble en el agua. Se obtiene como el anterior.

663. *Sulfato de titano*. Es soluble en el agua, cristalizabile en agujas, aunque dificilmente: se suele obtener en una masa blanca, gelatinosa, opaca. *Preparacion*. Método 1º §. 202.

664. *Nitrato de titano*. Cristaliza en láminas ú hojas hexágonas, blancas, transparentes, ácidas y solubles en el agua. Se obtiene como el anterior.

665. *Hidro-clorato de titano*. Es ácido, blanco amarillento, incristalizabile, segun VAUQUELIN; se descomponé y cuaja en gelatina por la evaporacion: esta gelatina no es probablemente sino sub-hidro-clorato de titano.

Preparacion. Se funde en un crisol parte y media de potasa cáustica, con una parte del mineral de St. IRIEUX, pulverizado, lavado y libre de materias terreas; se obtiene una masa morena negruzca, muy dura, á la que se echa agua (1). Este líquido disuelve el exceso de potasa, cierta cantidad de óxido de titano, el silex, la alumina y el óxido de manganeso, que toma color verde: queda una masa rogiza, compuesta, como lo probó VAUQUELIN, de potasa, de la mayor parte del óxido de titano, y del óxido de hierro: se disuelve en ácido hidro-clórico concentrado que toma color amarillo verdoso y que nunca es trasparente: se echa en la mezcla de estos tres hidro-cloratos ácido oxálico, ú oxalato de amoniaco, y se obtiene inmediatamente un hermoso precipitado blanco, cuajado de oxalato de titano puro (LAUGIER): se lava para secarlo despues, se calcina en un crisol: con el calor se descompone el ácido oxálico, y queda sin mezcla el óxido de titano. Para trasformarlo en hidro-clorato es necesario hacerlo fundir de nuevo con potasa pura, porque hemos dicho que no es soluble en los ácidos cuando ha sido calcinado, sino mediante los álcalis.

666. El *arseniato de titano* es blanco é insoluble en el agua. Se obtiene por el método 3º §. 202.

(1) Este mineral contiene óxido de titano, óxido de hierro, óxido de manganeso, silex y alumina.

DEL BISMUTO.

El bismuto se encuentra, 1.^o en estado nativo, en Francia, en Sajonia, en Bohemia y en Suecia; pero contiene siempre algo de arsénico: 2.^o combinado con el oxígeno: 3.^o unido al azufre y al arsénico.

667. Es sólido, blanco amarillento, muy frágil, formado de láminas grandes, brillantes: su peso específico es de 9,822.

Se funde á la temperatura de 256° (centíg.): si se deja enfriar lentamente, cristaliza en cubos dispuestos de manera unos con otros, que forman una pirámide cuadrangular al revés. No se observa este fenómeno sino cuando el metal es puro. Es enteramente volátil puesto al carbon, en una temperatura de unos 30° del pirómetro de WEDGWOOD. (CHAUDET). No obra sobre el aire, ni sobre el gas oxígeno á la temperatura ordinaria; se oxida con el calor, y á la absorcion del oxígeno acompaña desprendimiento de calórico y de luz, como se puede ver echando en el suelo bismuto calentado hasta el rojo blanco. El fósforo no se combina directamente con el bismuto; bien que existe un compuesto de fósforo y de este metal, que se descompone fácilmente á una temperatura poco alta, el cual se obtiene descomponiendo una disolucion salina de bismuto con el gas hidrogeno per-fosforado. El azufre se une con él mediante el calor, y da un sulfuro de color de plomo, menos fundible que el bismuto, cristalizable en agujas fasciculadas, y que se trasforma en gas ácido sulfuroso, y en óxido por la accion del aire ó del gas oxígeno á una temperatura alta. Parece formado de 100 partes de metal, y de 22,52 de azufre, (segun LAGERHJELM. Se halla este sulfuro en Suecia, en Sajonia y en Bohemia: el iodo se puede combinar con el bismuto; el ioduro que resulta es moreno castaño, é insoluble en el agua.

El cloro gaseoso se combina con este metal reducido á polvo fino, y hay desprendimiento de calórico y de luz azul pálida: el cloruro conocido en otro tiempo con el nombre de *manteca de bismuto*, es blanco, delicuescente, fundible, volátil, y se trasforma en el agua en hidro-clorato.

Parece estar formado de 33,6 de cloro y 66,4 de bismuto, ó de un átomo de cloro, cuyo peso es 4,5, y otro de bis-

muto, que pesa 8,875. Se obtiene calentando el bismuto con sublimado corrosivo (V. *Cloruro de estaño*).

El bismuto no ejerce accion alguna sobre el azoe, el agua ni sobre los ácidos *bórico*, *carbónico*, y *fosfórico*. El ácido *sulfúrico* concentrado é hirviendo, se combina con él despues de haberlo oxidado; de lo que se deduce que una porcion de ácido se descompone, y que hay desprendimiento de gas ácido sulfuroso. El ácido *sulfuroso* no obra sobre él; el ácido *nítrico* lo ataca y se descompone con tanta mayor energía, quanto está mas concentrado: el metal se oxida y se disuelve en la porcion de ácido no descompuesta, y se desprende gas deutóxido de azoe. El *ácido hidro-clórico* líquido no obra sino muy ligeramente sobre el bismuto. El ácido *arsénico* puede combinarse con él despues de haberlo oxidado. El bismuto se puede aligar con varios metales; pero no forma con los que se han examinado antes, sino aligaciones de poca importancia.

Peso de un átomo de bismuto. Si el óxido de bismuto se compone de 100 partes de metal y 11,267 de oxígeno, y se considera como compuesto de un átomo de oxígeno y otro de metal, el peso de este será 8,875.

Extraccion. Si el bismuto que se encuentra en estado nativo, no contiene cobalto, se reduce la operacion á fundirlo, y no tarda mucho en reunirse en el fondo de los crisoles y separarse de la ganga. Si esta fuese muy abundante, seria menester mezclar el mineral un con fundente terreo ó alcalino. Si el bismuto nativo contiene cobalto, se calienta en tubos de hierro inclinados ligeramente en un horno; se funde el bismuto y va á condensarse en un recipiente de hierro; pero contiene casi siempre arsénico. Se mantiene fundido cierto tiempo para volatilar todas las porciones de este metal.

DEL OXIDO DE BISMUTO.

668. Se halla á veces un poco de este óxido en la superficie del bismuto nativo; es de color hermoso amarillo, fundible á la temperatura rojo cereza, y no le causa alteracion alguna el aire ni el gas oxígeno. El *hidrógeno* y el *carbono* se apoderan de su oxígeno á una temperatura alta: el *azufre* lo descompone igualmente, y se une al oxígeno para formar áci-

do sulfuroso , y al metal que le hace pasar al estado de sulfuro. El *iodo* separa el oxígeno, y se combina con el metal si la temperatura es bastante alta. Es insoluble en los álcalis. El ácido nítrico lo disuelve bien. Sirve de fundente para dorar sobre la porcelana. Se forma según LAGERHIELM de cien partes de bismuto y 11,275 de oxígeno, ó de un átomo de bismuto y otro de oxígeno. Se obtiene como el protóxido de antimonio. (V. §. 610).

DE LAS SALES DE BISMUTO.

Son en general blancas. El agua precipita las disoluciones de bismuto en blanco , el precipitado es una sub-sal, y el hidro-cianato de potasa y de hierro (prusiato) en blanco amarillento. Los hidro-sulfatos solubles hacen un precipitado negro de sulfuro de bismuto. La potasa, la sosa y el amoniaco separan el óxido que es blanco mientras está húmedo. La infusion de nuez de agallas las precipita de color amarillo algo naranjado.

669. El *borato*, el *carbonato* y el *fluato* de bismuto son pulverulentos, blancos, é insolubles en el agua. *Preparacion.* (V. §. 205, 207 y 239).

670. *Sobre-fosfato de bismuto.* Se puede obtener en cristales solubles en el agua, é inalterables al aire: el sub-fosfato es insoluble, blanco y pulverulento. *Preparacion.* (V. §. 210).

671. *Sulfato ácido de bismuto.* Está en una masa blanca, insoluble en el agua. Cuando se pone en contacto con este líquido, se descompone, se disuelve la mayor parte de ácido y un poco de óxido, y queda todo lo demas del óxido con un poco de ácido. Evaporada la disolucion, da cristalitos en agujas de sulfato muy ácido de bismuto: estos cristales se descomponen de nuevo, si se les echa agua. Se obtiene por el 3º ó 4º método (V. §. 202).

672. *Sulfito de bismuto.* Es blanco, insoluble en el agua, aunque tenga exceso de ácido: con el soplete se funde en una masa amarilla rojiza que se descompone pronto y da bismuto. *Preparacion.* (V. §. 218).

673. *Nitrato de bismuto.* Cristaliza en prismas tetraedros comprimidos, blancos, que enrojecen la infusion de girasol: atrae ligeramente la humedad del aire, y se cubre su superfi-

cie de un poco de óxido blanco. Calentado hasta el rojo, da segun PROUST, 50 partes sobre 100 de óxido amarillo; por este mismo método se puede obtener tambien el óxido de bismuto con mas ventaja. Se disuelve muy bien en el agua, con tal que esté bastante ácido. Echando poco á poco esta disolucion en una grande cantidad de agua, se descompone repentinamente y se trasforma en *sub-nitrato de bismuto* insoluble, que se precipita en copos blancos ó pajitas nacaradas, y en sobre-nitrato que queda en disolucion. El sub-nitrato bien lavado constituye el *blanco de afeite* ó el *magisterio de bismuto*. Puede servir el nitrato de bismuto de tinta simpática, pues se seca y desaparece lo que escribe en papel con disolucion, y vuelve á aparecer y ennegrecerse, puesto en contacto con el gas ácido hidro-sulfúrico, ó los hidro-sulfatos, que trasforman la sal sin color en sulfuro negro. El blanco de afeite (sub-nitrato), sirve con buen efecto para los dolores de estómago conocidos con el nombre de *calambres*. Se hacen tomar 8 á 10 granos en jarabe de malvavisco, y cinco minutos despues se da nueva dosis. Seria imprudencia darlo en cantidad grande, porque es venenoso: unido á la magnesia y al azúcar ha sido muy útil para cortar ciertos vómitos crónicos. Se prepara disolviendo el metal en ácido nítrico debilitado (V. §. 202).

674. *Hidro-clorato de bismuto*. Se puede obtener en cristaltitos prismáticos, que enrojecen la infusion de girasol, delicuescentes, poco solubles en el agua, á no ser que esté acidulada: expuestos á la accion del calórico, se trasforman en *cloruro de bismuto* que se volatiliza mucho antes de llegar al calor rojo.

Preparacion. Se echa agua regia en el bismuto, y se evapora la disolucion.

675. *Arseniato de bismuto*. Es pulverulento, blanco, con un matiz verde, insípido, insoluble en el agua, y soluble en el ácido hidro-clórico.

Preparacion. (V. §. 202, método 3º).

El plomo se halla combinado, 1.º con el oxígeno: 2.º con el azufre, ó con algunos otros cuerpos simples: 3.º con el oxígeno y un ácido formando sales.

676. El plomo es un metal sólido, blanco azulado, brillante: es bastante blando para que se pueda rayar con la uña y doblarlo hácia todas partes; es muy poco sonoro, mas maleable que ductil, y que apenas tiene tenacidad: su peso específico es de 11,352.

Se funde á la temperatura de 260º (centíg.): dejándolo enfriar cristaliza, segun MONGEZ, en pirámides cuadrangulares; si se continúa calentando, se volatiliza lentamente. Sujeto el plomo fundido á la accion del gas *oxígeno* ó del *aire atmosférico*, pasa al principio al estado de *protóxido* amarillo, despues al estado de *deutóxido* rojo, y hay desprendimiento de calórico: á la temperatura ordinaria lo empaña el gas oxígeno; y el *aire atmosférico*, despues de trasformarlo en *protóxido*, le cede su ácido carbónico, y lo cambia en *proto-carbonato* blanco. Estos fenómenos se perciben tanto mas cuanto con mas frecuencia se renueve el *aire* ó el *oxígeno*.

El *hidrógeno*, el *boro* y el *carbono* no tienen accion sobre el plomo. El fósforo se puede combinar directamente con él mediante el calor, y formar un *fosfuro* blanco azulado, compuesto de 88 partes de plomo y de 12 de fósforo, muy maleable, blando, menos fundible que el plomo, y que puede trasformarse á una temperatura alta en ácido fosfórico y en *proto-fosfato* de plomo por la accion del *aire* y del gas oxígeno. Y suponiéndole formado de un átomo de plomo que pesa 13, y de otro de fósforo, no contendrá mas que 10 partes de este último. Cuando se funden en un crisol tres partes de plomo y dos de *azufre*, se obtiene un *sulfuro*, y hay desprendimiento de calórico y de luz. Este *sulfuro* se halla con abundancia en la naturaleza: se encuentra en octaedros ó en cubos, ó en láminas: lo hay en España, en Francia, en Alemania, y sobre todo en Derbyshire en Inglaterra: se conoce con el nombre de *galena*; es sólido brillante, azul, y no se funde tan fácilmente como el plomo. No se descompone cuando se calienta, á no estar en contacto con el *aire* ó con el gas oxígeno, pues en-

tonces se trasforma en gas ácido sulfuroso y en proto-sulfato; y si la temperatura, es muy alta, da entre otros productos, plomo metálico. Sirve para extraer de ella el metal: los alfareros la usan con el nombre de *alcohol* para barnizar los pucheros y cazuelas. Se compone de un átomo de plomo y otro de azufre, ó de 100 partes de metal y 15,384 de azufre.

Por medios particulares se puede combinar el *iodo* con el plomo; el *ioduro* que resulta es de color amarillo de naranja muy hermoso, é insoluble en el agua. *Preparacion.* (V. §. 182).

La combinacion del *cloro gaseoso* y del plomo se opera sin desprendimiento de luz. El cloruro formado se encuentra en la naturaleza, y se ha conocido con los nombres de *muriato de plomo*, *plomo córneo*, y de *hidro-clorato de plomo*. Es blanco, semitransparente, fundible á menos del calor rojo, y volátil á una temperatura mas alta: tiene un sabor dulce; se disuelve en 22 á 24 partes de agua; esta disolucion da por la evaporacion prismas hexaedros, sin color, brillantes y lisos. Parece estar formado de 100 partes de cloro y 287,88 de plomo; ó poco mas ó menos, de un átomo de plomo y otro de cloro. No tiene usos. Se obtiene echando hidro-clorato de sosa en una disolucion de nitrato de plomo.

El *Sub-cloruro de plomo*, es blanco, pulverulento, insoluble en agua, y se pone de un hermoso color amarillo cuando se calienta.

El *azoe* no obra sobre este metal, ni el *agua* privada de aire; pero si este líquido está en contacto con la atmósfera, pasa el metal al estado de protóxido, que tarda poco en absorber el ácido carbónico, de suerte que al cabo de cierto tiempo contiene carbonato de plomo, disuelto por un exceso de ácido carbónico.

No tienen accion sobre el plomo los ácidos *bórico*, *carbónico*, *fosfórico* y *sulfuroso*. El ácido sulfúrico concentrado, que no lo ataca en frio, le cede una porcion de su oxígeno con el calor, y se desprende gas ácido sulfuroso: el protóxido formado se combina con el ácido no descompuesto. Se ignora como obran sobre él los ácidos *iódico* y *clórico*; se pudiera no obstante por medios indirectos, obtener un *iodato* blanco, insoluble en el agua, y un *clorato* soluble. El ácido *nítrico* ataca el plomo con energía, lo trasforma en protóxido y lo disuelve;

la porcion de ácido descompuesta para oxidar el metal, pasa al estado de gas deutóxido de azoe (gas nitroso.) El ácido hidro-clórico líquido apenas obra sobre el plomo. Al ácido *hidro-sulfúrico* lo descompone este metal, que pasa al estado de sulfuro negro mientras que el hidrógeno se desprende. El ácido *hidro-ftórico* no tiene accion sobre él: descompone el ácido arsénico con el auxilio del calor. No se ha fijado el modo de comportarse con el plomo los ácidos *molíbdico*, *túngstico* y *crómico*.

Algunos de los metalès antes estudiados pueden aligarse con él, y ahora vamos á examinar las principales de estas aligaciones: 1.^o *aligacion de dos partes de plomo y de una de estaño*. Cuando se funden estos dos metales se obtiene una aligacion sólida, gris, que se funde mas fácilmente que el estaño, y que se conoce con el nombre de *soldaduras de plomeros*, porque sirve para soldar los tubos de plomo: á una temperatura alta absorve el oxígeno, descompone el aire, y da lugar á un gran desprendimiento de calórico y de luz: 2.^o *aligacion de 20 partes de antimonio y de 80 de plomo*. Es sólida, maleable, mas dura que el plomo, y fundible antes de llegar al rojo cereza. Sirve para hacer la letra de imprenta. 3.^o *la aligacion fundible de DARCEY*, formada de 8 partes de *bismuto*, de 5 de *plomo* y de 3 de *estaño*; es notable, porque se funde á menos de 100° (centíg.), unida á una corta cantidad de mercurio, es todavía mas fundible, y puede servir en las inyecciones anatómicas.

Sirve el plomo para hacer las balas y perdigones, la soldadura de los plomeros, la letra de imprenta, el albayalde, el litargirio, el protóxido amarillo (*massicot*), el alcohol de alfareros y el minio: se hacen con él pilones para el agua, conductos y depósitos, calderas, piezas para hacer el ácido sulfúrico &c. Entra en la composicion de los esmaltes.

Esmalte. Se llaman asi los productos vitrificados, transparentes ú opacos, de color ó sin él, formados principalmente por el protóxido de plomo; los opacos contienen óxido de estaño, y los otros de colores, un óxido metálico de color. *Esmalte blanco*. Se calientan al contacto del aire 100 partes de plomo y 15 á 40 partes de estaño, cuando estos metales estan transformados en óxidos, se hacen fundir en un horno de cocer loza 100 partes del producto con 25 ó 30 partes de sal

comun, 75 partes de arena y 25 de talco (CLOUET.) Sirve para barnizar la loza. &c.

Peso de un átomo de plomo. Si el protóxido de plomo está formado de 100 partes de metal y 7,692 de oxígeno, y le consideramos como compuesto de un átomo de oxígeno, y otro de plomo, el peso de este último será 13.

Extraccion. Explotacion ó laboreo del sulfuro. Se tritura y lava este mineral para separar la ganga, y despues se tuesta y calcina: esta operacion puede dar ya algo de plomo, si es muy alta la temperatura (V. *Accion del aire sobre este sulfuro*). Se debe considerar el producto del tostado como formado de óxido, de sulfato y de un poco de sulfuro de plomo. Se opera con él en la hornilla de manga con granalla de hierro (hierro carburado) y con carbon de leña ó de tierra. El carbon descompone el óxido y el sulfato de plomo, mientras que el hierro se apodera del azufre del sulfuro; aislado el plomo no tarda en correr á los recipientes: se llama *plomo de obra*, y suele contener zinc, antimonio y cobre: se calienta al contacto del aire; el zinc y el antimonio se oxidan fácilmente y hacen parte de las primeras porciones de minio que se obtienen. Si se continúa el calor, se oxida tambien el cobre, se une al minio ya formado, y queda una porcion de *plomo metálico puro*. El minio que se obtiene en esta operacion puede servir en las alfarerías.

DE LOS ÓXIDOS DE PLOMO.

677. *Protóxido.* (massicot, litargirio.) Este óxido no se halla en la naturaleza sino en combinacion con los ácidos. Es sólido, amarillo, fácil de fundir, y no lo puede descomponer el calor (á no ser que contenga carbon, ó cuerpos que le puedan quitar el oxígeno.) Si se deja enfriar lentamente cuando está fundido, cristaliza en láminas brillantes, amarillas, ó amarillas rojizas, que es lo que se llama *litargirio*. A una temperatura alta absorve el gas oxígeno, descompone el aire, y pasa al estado de deutóxido rojo (minio): en frio se une con el ácido carbónico que se halla en la atmósfera. Desleido en agua y puesto en contacto con el cloro gaseoso, se descompone en parte: el cloro forma con el plomo cloruro blanco, y el oxí-

geno pasa á una porcion de protóxido que trasforma en tritóxido. Se disuelve en corta cantidad en el agua pura; es muy soluble en la potasa, la sosa, la barita, la stronciana y la cal, con las que forma disoluciones que se pueden obtener cristalizadas, en escamas blancas, como lo hizo ver BERTHOLLET. HOUTON-LABILLARDIERE ha obtenido en estos últimos tiempos dodecaedros regulares, blancos, semitransparentes, de una disolucion de litargirio en la sosa abandonada á sí misma todo el invierno. Disuelve el silex y la alumina á una temperatura alta, de suerte que no es posible fundirlo en crisoles de tierra, sin que estos padezcan. Finalmente, es el único óxido de plomo capaz de combinarse con los ácidos. El litargirio sirve para hacer blanco de plomo (albayalde), entra en la composicion del amarillo de Nápoles &c. Tambien sirve para hacer la sal y extracto de saturno, el emplasto diapalma, y el unguento de la mere. Se forma, segun BERZELIUS, de 100 partes de metal y 7,7 de oxígeno, ó de un átomo de cada uno de estos cuerpos. Se obtiene calentando el plomo con el contacto del aire, ó haciendo pasar el deutóxido al estado de protóxido por medio del calor.

678. *Deutóxido de plomo* (minio.) Es producto del arte, de un hermoso color rojo, lo puede descomponer el calor en oxígeno y en protóxido; es fundible y no tiene accion sobre el aire, ni sobre el gas oxígeno. Es muy poco soluble en el agua, segun VAUQUELIN. El ácido nítrico lo trasforma en protóxido que se disuelve, y en tritóxido moreno insoluble; de que se infiere que una porcion de minio pierde el oxígeno, que pasa á la otra porcion, y la convierte en tritóxido. Se descompone con el ácido clórico, y se obtiene cloruro de plomo blanco amarillento, cloro y agua; lo que prueba que el oxígeno del deutóxido se combina con el hidrógeno del ácido, mientras se apodera el metal de una porcion del cloro aislado. Se combina con la potasa, la sosa, la cal &c., pero con menos facilidad que el protóxido: el minio del comercio contiene casi siempre protóxido de plomo, y á veces deutóxido de cobre. Sirve para hacer el cristal, los barnizes de la loza, y en la pintura. Se forma, segun BERZELIUS, de 100 partes de metal y 11,08 de oxígeno, ó de dos átomos de plomo y 3 de oxígeno. Se obtiene fundiendo el plomo con el contacto del aire. Se

principia fundiendo este metal en un horno de reverbero de area cóncava: cuando está en estado de protóxido amarillo se deja enfriar, se tritura y se agita en toneles con cierta cantidad de agua para separar de él las porciones de plomo que no se han oxidado: y siendo el metal mas pesado que el óxido se precipita pronto, al paso que este queda suspenso en el agua: se reúne, se seca y se pone otra vez en el horno en forma de capas delgadas, para que presente mas superficie: se levanta la temperatura hasta el rojo moreno, y al cabo de 40 á 48 horas se obtiene el deutóxido rojo: se pone á enfriar y se pasa por tamiz; sin embargo no queda puro porque contiene casi siempre un poco de protóxido de plomo, y muy comunmente deutóxido de cobre: se echa ácido acético débil, el cual por medio del calor solamente disuelve los dos óxidos que alteran el minio-

Peróxido de plomo (óxido color de pulga.) Este óxido de color de pulga es producto del arte; lo descompone el calor en gas oxígeno y en protóxido de plomo: puesto en contacto con el agua y con un exceso de cloro gaseoso, no experimenta alteracion alguna segun los experimentos de VAUQUELIN: triturado con azufre le cede una porcion de su oxígeno, forma gas ácido sulfuroso, y hay desprendimiento de calórico y de luz, si la mezcla está bien seca: el ácido nítrico no le causa alteracion. No tiene usos. (1)

Se forma de 100 partes de metal y 15,384 de oxígeno, ó de un átomo de plomo y dos de oxígeno. Se obtiene calentando el deutóxido con 5 ó 6 partes de ácido nítrico dilatado en su peso de agua: se forma proto-nitrato de plomo soluble y *peróxido* que queda en el fondo del matraz, lo cual se ha de lavar con agua caliente. (V. *minio*.)

(1) Ya hace tiempo que piensan algunos químicos que hay un cuarto óxido de plomo, menos oxidado que el que llamamos *protóxido*. DULONG, trabanjando sobre los oxalatos, ha obtenido poco há resultados que favorecen esta opinion. Segun el mismo, seria este óxido negro, piro-fórico, y contendria menos oxígeno que el óxido amarillo.

DE LAS SALES DE PLOMO.

Entre los óxidos de plomo, solo el protóxido se puede combinar con los ácidos y formar sales, que son la mayor parte insolubles. Las que se disuelven dan líquido sin color, de sabor mas ó menos dulce; dan con el ácido hidro-sulfúrico y con los hidro-sulfatos solubles un precipitado negro de sulfuro de plomo, un precipitado amarillo de canario, cromato de plomo con el ácido crómico y con los cromatos solubles, amarillo naranjado con el ácido hidriódico ó los hidriodatos (el precipitado es ioduro de plomo), y un precipitado blanco de protóxido con la potasa, la sosa, ó el amoniaco: este precipitado amarillea cuando se seca, y se vuelve á disolver muy bien en un exceso de potasa ó de sosa. Si antes de descomponer la disolucion de plomo con los álcalis, se dilata en suficiente cantidad de cloro líquido, el precipitado, que es al principio amarillo, se pone rojo y acaba por pasar al estado de tritóxido moreno, fenómeno que pende de que el agua se descompone, su oxígeno pasa al protóxido de plomo, y el cloro se une al hidrógeno. Los sub-carbonatos de potasa, de sosa y de amoniaco trasforman estas disoluciones en sub-carbonato de plomo blanco insoluble, ó poco soluble en el agua. El ácido sulfúrico y los sulfatos solubles las precipitan en blanco, en cuyo caso es el precipitado sulfato de plomo. En fin, como tiene el zinc mas afinidad con el oxígeno y con el ácido que el plomo, precipita este en estado metálico.

679. *Borato de plomo.* Es blanco, poco soluble en el agua, y fundible con el soplete en un vidrio sin color.

Preparacion. (V. §. 205).

680. *Sub-carbonato de plomo* (albayaide.) Se halla esta sal en Francia, en Bretaña, en Hartz, en Bohemia, en Escocia y en Daourie. Tan pronto se halla cristalizada en prismas de seis lados, en octaedros regulares, en pajitas brillantes, transparentes, blancas ó amarillas oscuras, como en masas pequeñas. Calentada con el soplete se descompone y da plomo metálico: es insoluble en el agua, á no ser que contenga gas ácido carbónico, que la transforma en carbonato ácido. BARUEL y MERAT sacaron dos onzas de carbonato ácido de plomo muy

bien cristalizado, haciendo evaporar seis cubos de agua dejados por dos meses en una tina forrada de plomo, que habian tenido expuesta al aire, y de consiguiente en contacto con el gas ácido carbónico (tesis de MERAT sobre el cólico de plomo.) El albayalde sirve para dilatar los colores, para secar los aceites, y para pintar las maderas de las habitaciones.

Preparacion. Se pasa una corriente de gas ácido carbónico en una disolucion de *sub-acetato de plomo soluble*: se precipita carbonato de plomo, y la sal pasa al estado de acetato neutro: se decanta y se trasforma otra vez por medio del litargirio, en sub-acetato de plomo soluble, que ademas de esto le descompone el ácido carbónico, se lava bien el carbonato precipitado, y corre en el comercio despues de seco. Antes que se conociera este método se preparaba el blanco de plomo exponiendo las láminas de este metal á la accion del vapor del vinagre, del aire y del ácido carbónico: por cuyo medio se oxidaba el plomo, pasaba al estado de sub-acetato, al cual descomponia despues el ácido carbónico: este método aunque trae menos ventajas que el primero, no está enteramente abandonado.

681. *Fosfato de plomo.* Se halla en algunos minerales de galena (sulfuro de plomo), en Francia, en Hartz, en Escocia, &c.; suele estar cristalizado en prismas de seis lados transparentes, verdes, rojizos, morenos ó morados; es fundible, y toma al enfriarse la forma de un poliedro regular: si se calienta con mas fuerza se trasforma en fosfuro de plomo. Es insoluble en el agua, á menos que esté ácida.

Preparacion. (V. §. 210).

682. *Sulfato de plomo.* Se halla cristalizado en octaedros regulares, en pirámides tetraedras, ó en tabletas transparentes: lo hay en Francia, en Escocia, &c. El que se obtiene en los laboratorios, es blanco, indescomponible al calor en vasijas tapadas, insípido, insoluble en el agua y soluble en el ácido sulfurico: esta solucion da por evaporacion cristalitos blancos. Puesto sobre las ascuas el sulfato de plomo, se funde, se descompone y da plomo metálico. Se obtiene por el 3º ó 4º método (V. §. 202).

683. *Sulfito y iodato de plomo.* Son blancos, insolubles en el agua, y no tienen usos.

684. *Clorato de plomo*. Cristaliza en láminas brillantes, solubles en el agua, de sabor dulce astringente, y no tiene acción sobre la infusión de girasol, ni sobre el jarabe de violetas, arde sobre las ascuas, exhalando humos blancos, se descompone y deja por residuo plomo metálico. Calentado en vasijas tapadas, da gas oxígeno y algo de cloro (VAUQUELIN). Es producto del arte, y no tiene usos. *Preparacion* (V. §. 224).

685. *Nitrato de plomo*. No existe en la naturaleza: se puede obtener cristalizado en tetraedros, cuyas puntas son truncadas, blancos, opacos, inalterables al aire, y solubles en 7 á 8 partes de agua á 15°. Si despues de secar esta sal, se calienta en vasijas tapadas, se descompone y trasforma en ácido nitroso líquido sin agua, en gas oxígeno y en protóxido de plomo. Si se hace hervir la disolución de nitrato de plomo con protóxido, se obtiene un *sub-nitrato de plomo* blanco, menos soluble en el agua que el precedente. Si en lugar de hacerlo hervir con protóxido, se usa de hojas de plomo muy delgadas, se descompone el ácido nítrico, cede al plomo una parte de su oxígeno, y se forma *sub-hipo-nitrato de plomo*, desprendiéndose gas deutóxido de azoe. Se obtiene el nitrato de plomo con el litargirio y ácido nítrico dilatado en tres ó cuatro veces su peso de agua.

686. *Hipo-nitrato de plomo neutro*. Cristaliza en octaedros amarillos de limon, muy solubles en el agua: si se hace hervir la disolución en contacto con el aire, absorve el oxígeno y pasa el hiponitrato al estado de sub-nitrato. Se obtiene echando en una disolución caliente de sub-hiponitrato al mínimum de óxido, bastante ácido sulfúrico débil para precipitar la mitad del óxido en estado de sulfato, y filtrar el líquido.

687. *Sub-hipo-nitrato de plomo*. Se conocen dos variedades; la *primera* contiene menos óxido que la segunda; cristaliza en láminas con hojas amarillas, poco solubles en el agua, y vuelve al azul el color del girasol enrojecido con los ácidos: la *segunda* variedad está mas cargada de óxido que la primera, es menos soluble en el agua, y de color de ladrillo (CHEVREUL). Se obtiene la primera variedad hirviendo la disolución de 100 partes de nitrato de plomo con 62 partes de plomo reducido á láminas muy delgadas. La segunda variedad se prepara del mismo modo, excepto que se echa mas plomo.

688. *Arseniato de plomo*. Se halla en la naturaleza: es blanco, é insoluble en el agua. *Preparacion*. (V. §. 202, método 3º).

689. *Cromato de plomo* (plomo rojo). Solo se ha hallado esta sal en la Siberia: la que se prepara en los laboratorios es insoluble en el agua, y de un hermoso color amarillo de canario, cuando es neutra, y de un hermoso amarillo naranjado cuando está en estado de sub-cromato. Sirve para pintar las telas y la porcelana, y es la base de los colores amarillos que se dan á las cajas de los coches.

690. *Molibdato de plomo*. Se halla en Carintia, cerca de Freyberg en Sajonia, en Hungría, en Méjico: cristaliza en láminas cúbicas ó romboidales amarillas pálidas: es insoluble en el agua, y no tiene usos. *Preparacion*, (V. §. 202, método 3º).

DEL COBRE.

El cobre se halla, 1º en estado nativo, en Francia, y principalmente en Siberia, en Suecia, en Inglaterra, en Hungría: 2º combinado con el oxígeno: 3º con ciertos cuerpos simples y con el azufre: 4º en estado de sal.

691. El cobre es un metal sólido, de hermoso color rojo, y aunque es brillante, maleable y ductil, no posee estas propiedades sino en grado inferior á los metales mas preciosos. Tiene menos tenacidad que el hierro, y es mas sonoro que este y que los demas metales: su peso específico es de 8,895, cuando ha sido fundido.

Puesto á la accion del *calórico* se funde á 27º del pirómetro de WEDGWOOD, y no se volatiliza: todavía no se ha obtenido bien cristalizado. Si está en contacto con el aire ó con el oxígeno, pasa al estado de deutóxido moreno sin desprendimiento de luz: á la temperatura ordinaria se verifican fenómenos semejantes, siempre que los gases esten húmedos; asi es que el gas oxígeno desluzca su superficie y lo oxida al cabo de cierto tiempo: el aire atmosférico no solo lo convierte en óxido, sino que tambien lo hace pasar al estado de carbonato verdoso.

El *fósforo* se puede combinar directamente con él y dar un fosfuro brillante, frágil, muy duro, capaz de trasformarse con

el aire ó con el gas oxígeno, en ácido fosfórico y en fosfato de cobre, siempre que la temperatura sea bastante alta. Se forma de 100 partes de cobre y de 25,23 de fósforo. Cuando se calientan juntos el *azufre* y el cobre, hay desprendimiento de calórico y de luz, y formación de un sulfuro sólido de color gris de plomo, mas fundible que el cobre: el aire atmosférico, ó el gas oxígeno trasforman este sulfuro en ácido sulfuroso y en óxido de cobre á una temperatura alta: con menos calor, lo hacen pasar al estado de ácido sulfuroso y de sulfato de cobre. Se obtiene como hemos dicho §. 180. Se forma de un átomo de cobre, que pesa 8, y de otro de azufre que pesa 2; y segun BERZELIUS, la cantidad de azufre será la de 2,048. Este sulfuro existe en Cornouailles, en Suecia, en Sajonia, en Siberia, en Bohemia, en Hartz, en Hungría &c.; se conoce con el nombre de *pirita de cobre*: contiene siempre mas ó menos cantidad de sulfuro de hierro, y sirve para extraer el cobre del comercio, y para preparar el sulfato de cobre (*caparrosa azul*).

El compuesto de *yodo* y de cobre es blanco gris, é insoluble en el agua.

692. Calentado con cloro gaseoso, lo absorve, se pone rojo y pasa al estado de *cloruro*. Hay dos compuestos de este género. 1º El *per-cloruro*, que se prepara disolviendo el cobre en agua regia hirviendo, y evaporando la disolucion hasta sequedad, es sólido, de color de corteza de canela, y capaz de trasformarse en hidro-clorato verde soluble cuando se humedece. 2º El *proto-cloruro* se obtiene calentando el anterior hasta que ya no desprenda cloro. Es laminoso, de un color mas subido que el *per-cloruro*: puesto en contacto con agua pasa al estado de *cloruro hidratado* (sub-hidro-clorato de algunos químicos) blanco, que no le descompone el calor, insoluble en agua y soluble en ácido hidro-clórico concentrado. La luz le hace pasar con rapidez al rojo y al moreno. Si se lava muchas veces con agua se descompone y cambia en protóxido de cobre anaranjado y en ácido hidro-clórico, (CHENEVIX). Le descompone una disolucion de potasa: el agua cede su oxígeno al cobre para trasformarlo en protóxido anaranjado, al paso que el hidrógeno se une al cloro y da ácido hidro-clórico que pasa al estado de hidro-clorato de potasa. Se obtiene facilmente el

proto-cloruro de cobre hidratado descomponiendo con agua el hidro-clorato ácido de protóxido.

El *proto-cloruro* de cobre se forma, al parecer, de un átomo de cobre y otro de cloro, ó de 8 partes de cobre y 4,5 de cloro: el *per-cloruro* contiene dos átomos de cloro, ó lo que es lo mismo 8 de cobre y 9 de cloro.

No tienen accion sobre el cobre el *azoe*, el agua, ni los ácidos *bórico* y *carbónico*. El ácido fosfórico no lo ataca sino al cabo de mucho tiempo. El ácido *sulfúrico* concentrado que no obra sobre él en frio, queda descompuesto al calor del hervor, con desprendimiento de gas ácido sulfuroso y formacion de deutóxido de cobre; este se combina despues con el ácido no descompuesto, y forma deuto-sulfato de cobre anhidro. El ácido *sulfuroso* no ejerce accion alguna sobre este metal. Los ácidos *iódico* y *clórico* no parece que se han puesto todavía en contacto con él. El ácido nítrico, aun dilatado en agua, lo ataca con energía á la temperatura ordinaria, se descompone en parte, y lo hace pasar al estado de deutóxido, que se disuelve en la porcion de ácido no descompuesta, se desprende gas deutóxido de azoe (gas nitroso). El ácido *nitroso* obra tambien con mucha fuerza sobre el cobre. El ácido *hidro-clórico* líquido, que no obra sobre él en frio, lo oxida y lo disuelve al calor del hervor: de lo que se sigue que se descompone el agua, y que se desprende gas hidrógeno. Los ácidos *hidro-ftórico* y *arsénico* pueden tambien combinarse con él despues de haberlo oxidado.

El cobre se puede aligar con varios metales, de los que dejamos examinados: ahora hablaremos de sus principales aligaciones. 1.^o *Aligacion de zinc y de cobre*. Conocida con los nombres de *laton*, *cobre amarillo*, *similor*, *oro de Manhein*, *aligacion del príncipe Roberto* &c. Se forma de 20 á 40 partes de zinc, y de 80 á 60 de cobre. Es mas fundible que este metal, y se trasforma en óxido de cobre y en óxido de zinc, cuando se calienta con gas oxígeno ó con aire; tambien produce una hermosa llama verde: no se halla en la naturaleza: sirve para hacer calderas, cazos, muchísimos instrumentos de fisica, alfileres, cuerdas de instrumentos &c. 2.^o *Aligacion de estaño y cobre*. Se conoce con el nombre de *bronce* ó *metal de cañones*, cuando se forma de 10 á 12 partes de estaño y de 90 á 88 de co-

bre: se llama *metal de campanas* cuando se compone de 22 partes de estaño y de 78 de cobre: la aligacion que constituye las campanillas de los relojes contiene un poco mas de estaño y algo menos de cobre: en suma se llama *tam tam* cuando entran en su composicion 80,427 partes de cobre, y 19,573 de estaño. Los espejos de los telescopios se forman de una parte de estaño y de dos de cobre. Las propiedades físicas de estas diferentes aligaciones varían un poco, segun las proporciones de sus elementos: sus propiedades químicas se pueden deducir facilmente de las que tienen los metales que entran en su composicion. En la revolucion de Francia sirvió el metal de campanas para extraer el cobre, y al tratar del análisis indicaremos los medios que se emplearon para conseguirlo. *Cobre estañado*. Acaso no deberiamos colocar el cobre estañado entre las aligaciones, porque no es mas que cobre, cuya superficie, raspada antes, ó desoxiada por medio del hidro-clorato de amoniaco (sal amoniaco), del calor y del frotamiento, está cubierta con una capa delgada de estaño, simplemente sobrepuesta, y aplicada por medio de su fundicion. 3.º *Aligacion de 10 partes de cobre y una de arsénico*. Esta aligacion, lejos de ser quebradiza, es ligeramente ductil, y mas fundible que el cobre: parece que se emplea para hacer cucharas y vasos. 4.º La *aligacion* que forman 25 partes de antimonio y 75 de cobre es frágil, morada, capaz de pulimento, y no tiene usos.

Es notable la accion del *amoniaco* sobre el cobre metálico. Póngase un poco de torneaduras de cobre en un frasco bien tapado con tapon de vidrio que ajuste bien; llénese despues de amoniaco líquido, y tápese al instante para evitar el contacto del aire, el líquido que está sobre el cobre no toma color, y conserva su transparencia; pero si se destapa el frasco al cabo de algunas horas, y se trasvasa el amoniaco, se advierte que se pone azul al contacto del aire, lo que no puede suceder sin que tenga cobre en disolucion.

Sirve el cobre para hacer muchísimos utensilios, para forrar los navíos; entra en la composicion de todas las monedas, que pone mas duras; sirve para hacer el laton, el bronce, la caparrosa azul &c. No es venenoso cuando está puro. Hablaremos del envenenamiento que causan las preparaciones de cobre en el artículo *Acetato de cobre* (V. *Chimice vegetale* tomo 2º)

Peso de un átomo de cobre. El protóxido de cobre está formado de 100 partes de cobre y 12,5 de oxígeno; y suponiendo que esté compuesto de un átomo de cada uno de estos cuerpos, el átomo de cobre pesará 8.

Extraccion. Se tuesta, como se ha dicho hablando de la preparacion del azufre, y se obtiene una mezcla de óxidos de cobre y de hierro, y de sulfuro no descompuesto. Se calienta fuertemente con carbon, que se apodera del oxígeno; de suerte que el producto que llaman *mate*, se forma de cobre, de hierro y de azufre. Se tuesta hasta 12 veces seguidas para separarlo del azufre: los óxidos que resultan de las calcinaciones se funden con el carbon, el silex ó el cuarzo: este último facilita la fundicion del óxido de hierro, é impide su desoxidacion, de manera que se obtiene, 1^o cobre negro, que contiene 0,90 de cobre, y un poco de azufre y hierro: 2^o escorias formadas de silex y de óxido de hierro: 3^o un nuevo *mate* que se tuesta de nuevo. Se afina el cobre negro fundiéndolo en un horno cuyo suelo está cubierto de una capa de carbon y de arcilla: el azufre y el hierro se combinan con el oxígeno del aire que se dirige sobre la masa por medio de fuelles, y se encuentra el cobre afinado al cabo de dos horas; se derrama en recipientes calientes, se rocía con un poco de agua, y se saca en planchas que constituyen el cobre *roseta*.

Si el mineral no contiene mucho sulfuro, se opera con el agua despues de haberlo tostado: por este medio se disuelven los sulfatos de hierro y de cobre formados mientras se tostaba: se pone esta disolucion sobre hierro viejo en fragmentos, que precipita todo el cobre del sulfato: se designa entonces este metal con el nombre de *cobre de cementacion*.

Se opera con el carbon sobre los minerales de óxido y de carbonato de cobre, y se obtiene el cobre metálico.

DE LOS ÓXIDOS DE COBRE.

693. *Protóxido.* Se encuentra, en Inglaterra, en Siberia, en las cercanías de Colonia, ya cristalizado, ya en masas ó en polvo: es amarillo naranjado cuando está húmedo, y rojizo cuando está fudido: se puede combinar con el oxígeno al ca-

lor, y trasformarse en deutóxido: tiene mucho menor tendencia á unirse con los ácidos que el deutóxido, pues no se combina sino con el ácido hidro-clórico, en el que se disuelve muy bien.

El ácido nítrico hirviendo le cambia en per-óxido. Se disuelve en amoniaco, y da un líquido sin color, que toma el azul al momento que se pone en contacto del aire. Se forma, segun BERZELIUS, de 100 partes de cobre y 12,5 de oxígeno, ó de un átomo de cada uno de estos cuerpos. Se obtiene descomponiendo el proto-cloruro de cobre hidratado con una disolucion de potasa.

694. *Deutóxido.* Suele existir en la naturaleza combinado con ácidos: es azul cuando está en estado de *hidrato*, pero secándolo, se separa el agua y se pone moreno negruzco: no obra sobre el gas oxígeno, pero se apodera del ácido carbónico del aire, y se trasforma en deuto-carbonato de cobre verde insoluble en el agua (verdete natural): se disuelve bien en el amoniaco, y da un líquido azul celeste: el carbon lo puede descomponer enteramente á una temperatura alta, pierde su oxígeno y queda aislado el metal: tiene la mayor tendencia á unirse con los ácidos. Se forma, segun PROUST, de 100 partes de cobre y de 25 de oxígeno. No hay duda en cuanto á sus propiedades venenosas. Se empleaba antes en la medicina con el nombre de *oes ustum* para curar la epilepsia, como emético y como purgante; en el dia está generalmente abandonado. Se obtiene calcinando hasta el rojo, en una cápsula de platina, nitrato de deutóxido de cobre puro.

DE LAS SALES QUE FORMA EL PROTÓXIDO DE COBRE.

695. *Hidro-clorato ácido de protóxido de cobre.* Es producto del arte, líquido, sin color, á no ser que esté muy concentrado, capaz de cristalizar en tetraedros blancos: el agua le descompone inmediatamente cuando no esté muy dilatado, se apodera de la mayor parte del ácido y precipita el proto-cloruro de cobre hidratado blanco. Se debe considerar como un desoxigenante muy enérgico, capaz de quitar el oxígeno al aire, al per-sulfato de hierro disuelto en alcohol, al ácido molíbdico, al hidro-clorato de oro, al proto-nitrato de mercurio &c.

Preparacion. Se trituran 120 partes de cobre muy menudo, separado del sulfato por una lámina de hierro, con 100 partes de deutóxido de cobre: se calienta la mezcla con ácido hidrocórico concentrado, y se obtiene un líquido oscuro que es el hidro-clorato concentrado: es pues evidente, que una porcion del oxígeno del deutóxido se ha marchado al cobre, y que el todo se ha trasformado en protóxido.

DE LAS SALES QUE FORMA EL DEUTÓXIDO DE COBRE.

El color de estas sales es azul ó verde: casi todas son solubles en el agua, ó en el agua acidulada: la potasa, la sosa ó el amoniaco precipitan sus disoluciones en azul; el deutóxido de cobre precipitado se vuelve á disolver en un exceso de amoniaco, y da un líquido azul subido; si en lugar de un exceso de amoniaco, se le pone en contacto cuando está todavía en estado de hidrato gelatinoso, con la potasa cáustica sólida, se pone moreno negruzco, porque cede al álcali el agua que contiene. El ácido hidro-sulfúrico ó los hidro-sulfatos solubles precipitan en negro estas disoluciones (el depósito es sulfuro de cobre); el hidro-cianato de potasa ferruginoso (prusiato de potasa) en carmesí ó moreno castaña; y en verde de prado, la disolucion del óxido blanco de arsénico, y aun mejor la solucion de este óxido en la potasa, conocida con el nombre de *arsenito de potasa*: el precipitado verde, compuesto de óxido de arsénico y de deutóxido de cobre, toma un verde mas subido añadiéndole cierta cantidad de potasa. Metiendo una hoja ó lámina de hierro en una de estas disoluciones, precipita el cobre en estado metálico. *Teoría.* El hierro, que tiene mas fuerte afinidad con el oxígeno y con el ácido que el cobre, comienza por precipitar una porcion de este metal, y se forma una sal ferruginosa; la accion directa del hierro sobre la disolucion cesa muy poco despues, porque está rodeado por todas partes de una capa formada por el cobre precipitado; entretanto continúa la descomposicion de la sal de cobre, lo que al parecer no se puede explicar sin recurrir al fluido eléctrico; y en efecto los dos metales sobrepuestos, hierro y cobre, ya precipitados, se pueden considerar como un elemento, ó como uno de los pares de discos de la pila ó columna de VOLTA; el cobre se electriza resinosamente y el hierro con la electrici-

dad vítrea, solo porque hay contacto de metales de diferente naturaleza (V. §. 50): desde entonces debe quedar descompuesta el agua de la disolucion, porque la lámina de cobre resinosa atrae el hidrógeno, y el hierro vítreo el oxígeno: este hidrógeno aislado, pasa entonces al óxido de cobre, que queda todavía en disolucion, se apodera de su oxígeno, para formar agua, y el cobre reducido, continúa precipitándose; el oxígeno que proviene de la descomposicion del agua, atraida al polo vítreo por el hierro, se combina con este metal y con una porcion de ácido, y contribuye á la formacion de la sal ferruginosa.

696. *Borato de cobre.* Es verde, pálido, claro, poco soluble en el agua, y fundible en un vidrio rojo oscuro.

Preparacion. (V. §. 205.)

697. *Carbonato de cobre verde (malaquita).* Se encuentra en Siberia, en Chessy cerca de Lion &c.; acompaña casi todos los minerales de cobre, y está á veces en masas mamilares, y á veces en fibras ó copos sedosos de color verde manzana ó esmeralda. El que se prepara en los laboratorios es pulverulento, y de un color verde muy hermoso: uno y otro son insolubles en el agua, y se descomponen al calor en gas ácido carbónico y en deutóxido moreno. Sirve el carbonato natural, que recibe un hermoso pulimento, para hacer mesas y otros muchos muebles de gran precio. *Preparacion.* (V. §. 207.)

698. *Carbonato de cobre azul (cobre azul de Ultramar, lapizlázuli de cobre, azul de montaña.)* Se encuentra en muy corta cantidad en todas las minas de cobre, da color á las piedras de Armenia, á varias tierras que llevan el nombre de *cenizas azules*, y á los huesos fósiles llamados *turquesas*; bien que á veces les da á estas color la malaquita. Se compone, como el precedente, de ácido carbónico, de óxido de cobre y de agua.

Preparacion. (V. §. 207.)

699. *Fosfato de cobre.* Es pulverulento, verde azulado, insoluble en el agua, pardea cuando se hace calentar, y se descompone á una temperatura muy alta. *Preparacion.* (V. §. 210.)

700. *Sobre-sulfato de cobre.* (vitriolo azul, caparrosa azul, vitriolo de Chipre.) Se encuentra en algunas aguas inmediatas á las minas de sulfuro de cobre. Cristaliza en prismas irregulares de cuatro ú ocho lados, de color azul subido, trasparen-

tes, de sabor ácido y astringente, que enrojecen la infusión de girasol, solubles en cuatro partes de agua á la temperatura de 15° (centígr.), y en dos partes de agua hirviendo: se efflorece al aire, y se cubre de un polvo blanquecino: cuando se calienta se funde en su agua de cristalización; pero esta se evapora pronto, y entonces se pone opaco y blanco: calentado mas fuertemente, se descompone, da un deutóxido moreno. El amoniaco forma con su disolución un sulfato doble de un hermoso color azul, capaz de cristalizar. Sirve el vitriolo azul para hacer el verde de SCHEELÉ y las cenizas azules. Se da, como tambien el sulfato de cobre amoniacal, contra la epilepsia, el baile de S. GUI, las nevreses abdominales, la hidropesía &c.; á veces ha surtido buen efecto: se comienza por dar $\frac{1}{3}$ ó $\frac{2}{5}$ de grano con miga de pan, azucar y agua, en píldoras, ó disuelto en una gran cantidad de vehículo. El sobre-sulfato de cobre se usa en algunas ocasiones como emético en el envenenamiento por el opio: no creemos que los buenos efectos obtenidos nos den fundamento para usarlo de nuevo, porque es en extremo venenoso, aun cuando se arroje en gran parte por el vómito.

Preparacion. Se puede obtener haciendo hervir el metal y el ácido concentrado; pero raras veces se sigue este método: se suele comenzar por preparar sulfuro de cobre, haciendo ascua en un horno láminas de cobre mojadas antes y polvoradas con azufre, metiéndolas en agua fria, y volviéndolas al horno con nueva cantidad de azufre: el sulfuro que se obtiene absorve el oxígeno del aire, y pasa al estado de deuto-sulfato soluble en el agua, y capaz de cristalizar por evaporación: tal es el método que se sigue en Francia. No hacen lo mismo en Mariemberg, donde el mineral que se beneficia contiene óxidos de estaño, sulfuro de cobre, y sulfuro de hierro; pues tuestan el mineral para trasformarlo en sulfato de cobre, y en sulfato de hierro solubles; se echa agua sobre el producto, y se obtienen estas dos sales cristalizadas: se hacen disolver de nuevo, y se mezcla la solución con un exceso de deutóxido de cobre, que tarda poco en precipitar el óxido de hierro. A veces se saca tambien por evaporación el deuto-sulfato de cobre, que se halla naturalmente disuelto en las aguas.

701. *Sulfato de cobre.* Cristaliza en pirámides tetraedras, separadas por prismas cuadrangulares. *Sub-sulfato de cobre.* Es

verde, insoluble en el agua é insípido: se halla en la naturaleza: no tiene usos.

702. *Clorato de cobre.* Es sólido, verde, difícil de hacer cristalizar, delicuescente, arde ligeramente sobre las ascuas, y produce llama verde. Empapado un papel en su disolución concentrada, se enciende cuando se le acerca al fuego: la luz es de un color verde magnífico (VAUQUELIN.) *Preparación.* (V. §. 224.)

703. *Nitrato de cobre.* Cristaliza en paralelipipedos alargados, azules, de sabor acre, metálico, algo delicuescentes, y fundibles en su agua de cristalización. Calentado en vasijas tapadas se trasforma desde luego en sub-nitrato verde laminoso, que se descompone si se continúa calentando. El nitrato de cobre es más soluble en el agua que el sobre-sulfato; pues basta echar ácido sulfúrico á 66° en una solución concentrada de nitrato, para formar sobre sulfato de cobre, que se depone en parte en cristales. El zinc descompone también esta disolución y precipita en ella cobre y óxido de cobre, lo que prueba la descomposición de una parte de ácido nítrico (VAUQUELIN.) Sirve para preparar las cenizas azules. *Preparación.* (Método 4.º §. 202.)

704. *Sub-nitrato de cobre.* Es verde, insoluble en el agua, y lo puede descomponer el ácido sulfúrico, que desprende el ácido nítrico.

Cenizas azules. Las cenizas azules se forman según PELLETIER, de deutóxido de cobre, de agua y de cal; al paso que según PHYLIPPS constan de 67,6 de deutóxido de cobre, 24,1 de ácido carbónico, 5,9 de agua y 2,4 de impurezas. Para obtenerlas, se mezcla cal pulverizada con un exceso de disolución floja de deuto-nitrato de cobre, á fin de obtener nitrato de cal soluble, y sub-nitrato de cobre insoluble y verde; se lava el precipitado repetidas veces, se deja escurrir sobre un lienzo; se le tritura con 7, 8 ó 10 centésimas de su peso de cal, y se le hace secar: el producto constituye las cenizas azules (PELLETIER). Es evidente que añadiendo cal al sub-nitrato, se deja aislado el hidrato de deutóxido de cobre, y que al mismo tiempo se forma nitrato de cal. También se puede preparar esta materia con sulfato de cobre y de potasa; pero en este caso no es su color muy vivo. Se emplean las cenizas azules para dar este color al papel; pero hay el inconveniente de que este color

se vuelve verde en dándole el aire, porque el deutóxido de cobre absorbe el ácido carbónico y se trasforma en carbonato.

705. *Hidro-clorato de cobre*. Cristaliza en paralelipipedos rectangulares, ó en agujas de un hermoso color verde de yerba ó azul verdoso, si la sal es menos ácida: es delicuescente, y se disuelve perfectamente en el agua: la solución de sabor estíptico, es azul, si contiene mucha agua, y verde de cesped si tiene poca. Calentada esta sal fuertemente en una retorta, se descompone, se desprende cloro, y se obtiene cloruro de cobre. *Preparacion*. Metodo 1.^o (V. §. 202).

706. *Sub-hidro-clorato de cobre*. Existe en la naturaleza: se encuentra en el Perú, de donde lo trajo DOLOMIEU por primera vez, dándole el nombre *arena verde del Perú*. Se obtiene fácilmente en los laboratorios, echando cierta cantidad de potasa en el hidro-clorato. Es pulverulento, verde, insoluble en el agua, insípido, y no tiene usos.

707. *Hidro-ftorato de cobre*. Cristaliza segun SCHEELLE, en cubos azules y largos, y produce con el agua una disolución gelatinosa.

708. *Arseniato de cobre*. Se halla en las minas de Huel-Gorland, y en las de Cornouailles; es cristalizable en fibras sedosas y radiadas, su color es verde esmeralda ó de aceituna mas ó menos subido, ó bien blanco ceniciento, ó moreno claro. El que se obtiene en los laboratorios es blanco azulado, insoluble en el agua, insípido, y no tiene usos. *Preparacion*. Metodo 3.^o (V. §. 202.)

709. *Combinacion de óxido de arsénico, y de deutóxido de cobre* (arsenito de cobre, verde de SCHEELLE). Es producto del arte; se obtiene en polvo verde, insoluble en el agua, cuyos matices varían segun el modo en que se ha preparado; se descompone y exhala olor de ajo cuando se echa sobre las ascuas. El agua, saturada de ácido hidro-sulfúrico, la cambia en sulfuro de arsénico amarillo, y en sulfuro de cobre negro; de suerte que la mezcla es roja morena. Sirve para pintar los papeles de verde, y para la pintura al oleo.

Preparacion. Se han de disolver por medio del calor, dos libras de sulfato de cobre en poco mas ó menos de ocho azumbres de agua: se quita la vasija del fuego (cuya vasija no debe ser de hierro) y se echa por partes en la disolución arse-

nito de potasa que proviene de la ebullicion de dos libras de subcarbonato de potasa, 3 azumbres de agua pura, y 11 onzas de óxido de arsénico: se menea la mezcla, y se precipita el arsenito de cobre; despues de haber decantado el sulfato de potasa que sobrenada, se lava dos ó tres veces diferentes con agua caliente, se pone sobre un paño y se deja secar: por este medio se obtiene una libra y seis onzas y media de verde de SCHEELE.

710. *El molibdato de cobre es verde é insoluble en el agua: el cromato hecho con el ácido crómico y una sal de cobre, es rojo y no se disuelve en el agua. Preparacion. (Vease método 3°. §. 202.)*

DE LOS METALES DE LA QUINTA CLASE.

Estos metales, que son cuatro, el nickel, el mercurio, el osmio y el cadmio, no descomponen el agua á ninguna temperatura, cuando obran solos, ni absorven el gas oxígeno sino á cierto grado de calor, pasado el cual abandonan aquel con que estaban combinados.

DEL NICKEL.

711. El nickel se halla en la naturaleza aligado con otros metales y con algo de azufre. Es blanco de plata, muy maleable y capaz de dejarse tirar en hilos muy finos; es bastante tenaz; su peso específico es de 8,666 cuando está forjado, y de 8,279 cuando no lo está. Es mas magnético que el cobalto, y menos que el hierro (1).

Expuesto á la accion del *calórico*, toma un color de bronce antiguo, y no se funde sino con la mayor dificultad, bien que es perceptiblemente volátil. Si está en contacto del *aire* ó del gas *oxígeno*, y la temperatura es bastante alta, pasa al estado de protóxido ceniciento negruzco: no tiene al parecer, accion sobre estos gases á la temperatura ordinaria. El *fósforo* se pue-

(1) Segun TUPPURI, que ha hecho un estudio importante sobre el nickel, obteniendo este metal del óxido por medio del carbono, contiene siempre una corta cantidad de este principio.

de combinar con el nickel mediante el calor, y dar un fosfuro sin color, brillante, mas fundible que el metal, que se transforma por la accion del aire ó del gas oxígeno en ácido fosfórico, y en protóxido de nickel si la temperatura es bastante alta, y parece formado de 83 partes de metal y de 17 de fósforo. Calentado con *azufre* da el nickel un sulfuro que tiene el color de la pirita ordinaria, y que se compone, segun PROUST, de 100 partes de metal y de 46 á 48 de azufre. Esta combinacion se verifica con desprendimiento de calórico y con una especie de flagracion notable. Segun DAVY hay dos sulfuros de nickel; el proto-sulfuro se formaria de 66 partes de metal y 34 de azufre, y el deuto-sulfuro de 56,5 de nickel y de 43,5 de azufre.

Calentado con *cloro* gaseoso, se transforma el nickel en cloruro de color de aceituna; el que se obtiene calentando el hidroclorato de nickel es blanco; diferencia que pende probablemente de las proporciones de cloro que los constituyen. El nickel no experimenta con el *agua* alteracion alguna. El ácido *sulfúrico* concentrado é hirviendo apenas lo ataca, y solo disuelve una parte muy corta: si el ácido es débil, se descompone el agua, se desprende gas hidrógeno, y se disuelve en el ácido el protóxido de nickel formado: el ácido *fosfórico* obra de la misma manera. El ácido *bórico* líquido no lo ataca, el ácido *nítrico* concentrado ó débil lo oxida y disuelve mediante el calor, y se desprende gas nitroso (gas deutóxido de azoe). El ácido *hidro-clórico* obra sobre él como el ácido sulfúrico débil. Se puede aligar con varios metales: con el hierro forma una aligacion muy dúctil con que se hacen tenedores, cucharas, cuchillos &c. No tiene otros usos.

Peso de un átomo de nickel. Si el óxido de nickel está formado de 100 partes de metal, y 29,63 de oxígeno, y consta de un átomo de oxígeno que pesa 1, y de otro de nickel, el peso de este último será 3,375.

Extraccion. Se calienta el protóxido de nickel en un crisol con un poco de cera: pierde su oxígeno y da el metal. Tambien se puede obtener calentándole con polvos de carbon y borax. Finalmente, segun PROUST, se puede obtener este metal exponiendo á un calor muy fuerte el protóxido solo.

DE LOS OXIDOS DE NICKEL.

712. *Protóxido de nickel.* Es ceniciento, negruzco cuando no contiene agua; no tiene sabor: calentado fuertemente se transforma en oxígeno y en nickel (PROUST;) expuesto al aire verdguea, y se muda en carbonato: puesto en contacto con una disolucion de cloro, pasa al estado de deutóxido negro, de lo que se infiere que el agua se descompone (V. *Accion del cloro sobre el protóxido de hierro.*) Se disuelve en los ácidos minerales, y da sales al *minimum* de oxígeno. Es insoluble en la potasa ó la sosa, y casi insoluble en el amoniaco; fundido con el borax le da color amarillo de jacinto. Combinado con el agua constituye el *hidrato de protóxido de nickel*: este hidrato es granujoso, cristalino, verde, un poco blanquecino y casi insípido. Calentándolo, pierde el agua, se descompone, toma color gris, despues verde oscuro, y se halla reducido al estado metálico: es casi completamente soluble en el amoniaco, y da un líquido violáceo, si es en corta cantidad, y azul flor de espliego, y aun azul de esmalte si está saturado el álcali. Expuesta al aire esta solucion, se enturbia y deja precipitar carbonato de amoniaco y nickel en copos verdes. THONSON considera al protóxido de nickel como compuesto de un átomo de nickel y otro de oxígeno, ó de 100 partes de metal y 29,63 de oxígeno, término medio de las diferentes analisis que se han hecho de esta sustancia. Se obtiene descomponiendo una sal de nickel con la potasa ó sosa.

713. *Deutóxido de nickel.* Es morado pulga, casi negro: puesto en los ácidos sulfúrico, nítrico ó hidro-clórico, pierde una porcion de su oxígeno, y se disuelve en estado de protóxido: se ignora cual es su composicion: no tiene usos. Esta al parecer formado de dos átomos de nickel y tres de oxígeno. Se puede obtener echando cloro gaseoso al traves del agua mezclada con protóxido. (*Vease por lo que respeta á la teoría §. 512.*)

DE LAS SALES QUE FORMA EL PROTOXIDO DE NICKEL.

Las sales de nickel privadas de agua, son amarillas ó de color leonado; son verdes cuando estan combinadas con este

líquido. Las que son solubles en el agua tienen un sabor, al principio dulce astringente, y despues acre y metálico: las precipita la potasa ó la sosa; el hidrato verde separado se disuelve en corta cantidad en un exceso de álcali. El *amoniac* las descompone, precipita el óxido hidratado, y lo vuelve á disolver si se emplea en exceso: la sal doble que resulta es azul y no cristaliza. Se pueden obtener sales dobles de amoniaco y de nickel con menos amoniaco: algunas de ellas pueden cristalizar, pero entonces son verdes (TUPPUTI) (1). El *hidro-cianato* de potasa y de hierro (prusiato) forma un precipitado blanco amarillentó que tira al verde imperceptiblemente. La infusion alcohólica de *nuez de agallas* separa copos blanquecinos, solubles en un exceso de disolucion salina ó del reactivo precipitante, pero que vuelven á aparecer de color leonado subido cuando se satura el líquido con un exceso de amoniaco. Los *hidro-sulfatos*, precipitan las disoluciones de nickel en negro; el precipitado es sulfuro de nickel: el gas ácido hidro-sulfúrico no las precipita, sino cuando son poco ácidas, y sobre todo cuando es débil la afinidad del óxido de nickel con el ácido (Véase la tabla de los precipitados que forma el ácido hidro-sulfúrico).

714. *Borato de nickel*. Es sólido, verde blanquecino, casi insípido, insoluble en el agua, y lo mismo que el fosfato. *Preparacion*. (V. §. 205 y 210).

715. *Carbonato de nickel*. Es sólido, verde manzana, de poco sabor, insoluble en el agua, soluble en un exceso de carbonato alcalino, capaz de formar con el amoniaco una sal doble, verde algo blanquecina, insoluble en el agua. *Preparacion*. (V. §. 207.)

716. *Sulfato de nickel*. Es sólido, verde esmeralda, tiene sabor; es soluble en tres partes de aguar á 10°; cristaliza en prismas simples rectangulares, terminados en pirámides derechas de cuatro lados, inclinados 126° sobre los lados adyacentes: se efflorece al aire y se blanquea. *Preparacion*. 1° y 2.° met. (V. §. 202.)

(1) El oxalato, el citrato y el tartrato ácido de nickel no se precipitan con ninguno de estos tres álcalis.

717. *Sulfato de nickel y de potasa.* Es sólido, verde esmeralda, menos abundante que el precedente, soluble en 8 á 9 partes de agua á 10°; cristaliza en romboides; no es eflorescente (PROUST).

718. *Sulfato de nickel y de amoniaco.* Está en prismas aplastados de ocho lados, terminados en pirámides tetraedras de color verde claro, solubles en 4 partes de agua á 10° (LINK).

719. *Sulfato de nickel y de zinc.* Es verde muy bajo, tan soluble como el precedente: expuesto al aire blanquea al efloreceser.

720. *Nitrato de nickel.* Cristaliza en prismas octágonas regulares, verdes, con un viso azul, solubles en dos partes de agua á 10°: es delicuescente en un aire húmedo, y eflorescente en un aire seco: calentándolo se trasforma en sub-nitrato color de aceituna al principio, y despues en protóxido ceniciento.

Preparacion. Se prepara con el *speiss*, aligacion que se obtiene en el fondo de los crisoles cuando se hace el vidrio de cobalto en las fundiciones de Zell en Sajonia, y que se forma, según PROUST, de nickel, de cobalto, de arsénico, de hierro, de muy poco cobre, de cierta cantidad de azufre, y á veces de bismuto. 1.º Despues de haberlo reducido á polvo muy fino se tuesta para separar en cuanto sea posible el arsénico que se desprende en estado de óxido, y para oxidar los metales que contiene. 2.º Se disuelve el residuo de la calcinacion en ácido nítrico, y se evapora la disolucion para separar el óxido de arsénico que no se habia volatilizado y ahora se precipita: el ácido nítrico en este experimento cede una parte de su oxígeno á otra porcion de óxido de arsénico el cual trasforma en ácido, y por consiguiente se halla que la disolucion contiene arseniato de nickel, cobalto, hierro &c. 3.º Por la disolucion que esté suficientemente ácida se pasan tantas corrientes de ácido hidrosulfurico, cuantas sean necesarias para descomponer todos los arseniatos, y precipitar el arsénico y el cobre en estado de sulfuro (1): 4.º Se calienta la disolucion que contiene nitratos de

(1) El ácido hbro-sulfúrico le descompone en este experimento, su hidrógeno se combina con el oxígeno del ácido arsénico, mientras que el azufre se une con el arsénico y le precipita en estado de sulfuro.

nickel, de cobalto y de hierro, una porcion de ácido sulfúrico, formado á expensas del azufre del mineral, y el oxígeno del ácido nítrico, y ademas un exceso de ácido hidro-sulfúrico: este se desprende por la accion del calor. 5.º Se echa en la disolucion una gran cantidad de carbonato de sosa para precipitar el nickel, el cobalto, y el hierro en estado de carbonatos: se decanta el líquido y se lavan los carbonatos precipitados. 6.º Estos se descomponen con un exceso de ácido oxálico, y este forma con el óxido de hierro un oxalato soluble, y con los óxidos de nickel y de cobalto, oxalatos insolubles; se decanta el líquido, se lava el precipitado, y se filtra para que queden sobre el filtro los dos oxalatos insolubles. 7.º Estos se disuelven en un exceso de amoniaco líquido concentrado; se filtra y se echa la disolucion en una vasija que se expone al aire: al paso que el amoniaco se evapora, se precipita el oxalato de nickel y de amoniaco, que es insoluble en el agua, mientras tanto que el oxalato de cobalto y de amoniaco queda disuelto en el licor: se decanta, y se lava el precipitado de oxalato de nickel y de amoniaco; este se calienta para descomponer el ácido oxálico y volatilizar el amoniaco. En este caso no queda mas que óxido de *nickel puro*. Este método que es mucho mejor que todos los demas, fue inventado por el profesor LAUGIER.

721. *Nitrato de nickel y de amoniaco*. Cristaliza en prismas octágonos de color verde muy bonito, solubles en tres partes de agua á 10º (THENARD).

722. *Hidro-clorato de nickel*. Está en cristales confusos, que parecen prismas cuadrados; se descompone al aire como el nitrato; es soluble en dos partes de agua á 10º. *Preparacion*. (V. mét. 1º §. 202).

723. *Arseniato de nickel*. Es sólido, verde manzana, está en copos ó en granos cristalinos insolubles en el agua.

724. *Cromato de nickel*. Es incristalizable, de color rojo leonado cuando está concentrado, y amarillo si es débil; es muy delicuescente.

Ninguna de estas sales tiene usos: lo que acabamos de decir es un extracto de la memoria de TUPPUTI.

DEL MERCURIO (azogue).

El mercurio se encuentra, 1.º en estado nativo en casi todas las minas de mercurio, y principalmente en las del sulfuro: 2.º combinado con el azufre y la plata: 3.º con el cloro (muriato de mercurio).

725. El mercurio es un metal líquido, brillante, blanco, con viso azulado; su peso específico es de 13,568.

Si puesto en una retorta de barro duro ó de hierro fundido, cuyo cuello esté rodeado con un lienzo que entre mojado, se le calienta gradualmente, echa á hervir á la temperatura de 350º (centíg.); se volatiliza, y se va á condensar al recipiente. Si en lugar de calentarlo se rodea de una mezcla frigorífica, echa con dos partes de cloruro de calcio (muriato de cal) y una de nieve, se congela y cristaliza en octaedros, si la temperatura es de 40º — 0 (centíg.): solidado así, es maleable, y no se podría aplicar sobre la piel sin causar en ella una sensación dolorosa análoga á la quemadura. El gas oxígeno y el aire atmosférico que no ejercen acción alguna sobre el mercurio en frío, lo transforma en deutóxido rojo á un grado de calor próximo al que le hace hervir. El hidrógeno, el boro, y el carbono no tienen acción sobre él. Se duda de la existencia de un fosforo de mercurio, según las observaciones de THOMSON.

El azufre triturado ó calentado con mercurio, se puede combinar con él, y formar un producto negro compuesto según los últimos experimentos de GUIBOURT, de sulfuro de mercurio rojo (cinabrio), y de mercurio metálico; de suerte que esta masa negra no es un sulfuro particular, como se había creído, llamándolo en otro tiempo *etíope de mercurio*: ya no se usa en la medicina. Parece formado de 100 partes de mercurio y de 8,2 de azufre, ó de un átomo de cada uno de estos. El sulfuro rojo de mercurio (cinabrio), sacado de esta masa, ó preparado por otros medios, aparece morado cuando está en fragmentos, y de color rojo hermoso, cuando está pulverizado y se llama *bermellon*. Se puede sublimar en agujas cristalinas cuando se calienta hasta el rojo oscuro; se descompondría á un calor mas fuerte, y resultaría vapor mercurial que produciría una fuerte detonación. El hierro y otros metales le qui-

tan el azufre mediante el calor, y el mercurio se volatiliza. No le causa alteracion alguna el aire, ni el gas oxígeno en frio; pero si se levanta la temperatura, se trasforma en ácido sulfuroso y en mercurio. Se forma de 100 partes de mercurio, y 16 de azufre, ó de un átomo de mercurio y dos de azufre. Se halla en Almaden en España, en Francia, en Idria en la Carniola, cerca de Schemitz en Hungría, en la China, en el Perú, y en otras partes de América. Sirve en la pintura, y para sacar de él el mercurio. Se ha usado en la medicina en fumigaciones para curar las úlceras antiguas, las herpes venéreas, los dolores osteocopos, y las grietas inveteradas: todavía lo usan en el dia algunos médicos extranjeros.

Preparacion. Se funde el azufre en un crisol, ó en una vasija de hierro fundido, se añaden 3 ó 4 partes de mercurio pasado por una gamuza, lo cual forma una especie de lluvia muy fina, y se obtiene una masa negruzca, llamada *etíope de mercurio*, que hasta ahora se habia considerado como un sulfuro particular. Se calienta esta masa en un matraz de vidrio que tenga el cuello largo, y se enloda por la parte exterior; el cinabrio se sublima en forma de unas agujitas muy hermosas de color de violeta, y se desprende el exceso de azufre. Tambien puede prepararse una cantidad de este sulfuro agitando por mucho tiempo el mercurio metálico con una disolucion de hidro-sulfato sulfurado: porque en efecto el exceso de azufre obra sobre el metal, le ennegrece al principio, y á poco tiempo le hace pasar al color de violeta: por este método se llega á privar del color al hidro-sulfato sulfurado, y á trasformarle en hidro-sulfato simple.

726. El *iodo* se puede combinar con el mercurio en dos proporciones: el *sub-ioduro* es amarillo verdoso, el *ioduro* es rojo naranjado: los dos son fundibles y volátiles. El *cloro* gaseoso se combina con este metal aun á la temperatura ordinaria: si se calienta la mezcla, produce una llama roja pálida, y pasa el mercurio al estado de cloruro. Se conocen dos combinaciones de este género.

DEL PROTO-CLORURO DE MERCURIO (calomelas).

727. El *proto-cloruro de mercurio*, llamado tambien *mercurio dulce*, *panacea mercurial*, *precipitado blanco*: es sólido, blanco, insípido, insoluble en el agua; expuesto á la accion del calórico se volatiliza, y da cristales, que son prismas tetraedros, terminados en pirámides de cuatro lados: amarillea y acaba por ennegrecerse cuando está mucho tiempo expuesto á la luz; en lo demas no experimenta alteracion alguna al aire: el *fósforo* le quita el cloro mediante el calor, pasa al estado de *proto-cloruro de fósforo* muy volátil (V. §. 81), y el mercurio queda aislado. El *cloro* le disuelve cuando está recién hecho, y lo muda en *deuto-cloruro* (sublimado corrosivo). Mezclado con carbon y la cantidad de agua necesaria para hacer una masa, se descompone si se calienta, y se obtiene mercurio metálico, gas ácido hidro-clórico, gas ácido carbónico y un poco de gas oxígeno. En este experimento se descompone tambien el agua, el hidrógeno se une al cloro, y el oxígeno se combina con parte del carbon. Calentado con potasa sólida, da mercurio y gas oxígeno, que se volatilizan, y cloruro de potasio fijo; de lo que se infiere que se descompone así como la potasa; el cloro se une al potasio de esta, y se desprenden el mercurio aislado y el gas oxígeno que proviene de la potasa descompuesta.

El *proto-cloruro de mercurio* sirve en la medicina, 1º como un excelente fundente en los infartos de las glándulas mesentéricas, en diferentes enfermedades escrofulosas, en las obstruiciones del hígado, del bazo &c.: 2º como purgante: 3º como antiverminoso; se ha solido usar para precaver ó curar la diatesis verminosa, en las viruelas epidémicas: 4º como anti-sifilítico. CLARE lo recomienda para curar las viruelas, en fricciones ligeras mañana y tarde en lo interior de los carrillos, los labios y las encías. Se da á los adultos desde dos hasta ocho y doce granos, segun la indicacion: se da á los niños desde $\frac{1}{4}$ de grano, hasta uno ó dos granos, segun la edad y la afeccion: se suele juntar con extractos. Parece formado de 100 partes de mercurio, y de 18 de cloro, ó de un átomo de cada uno.

Preparacion. Se obtiene, 1º echando en una disolucion de

nitrate de protóxido de mercurio el hidro-clorato de sosa disuelto, y lavando el sedimento con mucha agua. Este sedimento que es el proto-cloruro, se llamaba antiguamente *precipitado blanco*: la teoría de su formación es la misma que hemos dicho hablando de la acción del nitrato de plata sobre los hidro-cloratos. 2.^o Haciendo calentar sal comun con sulfato de protóxido de mercurio en el mismo aparato que sirve para preparar el sublimado corrosivo: el proto-cloruro sublimado debe lavarse muchas veces para privarle del sublimado corrosivo que siempre contiene. 3.^o Machacando partes iguales de sublimado corrosivo un poco húmedo, y mercurio metálico, y sublimada esta mezcla en un matraz de fondo muy ancho; en este caso, el cloro se reparte entre el mercurio del sublimado y el metal añadido. De todos estos métodos parece el mas económico el segundo. *La panacea mercurial* es el proto-cloruro de mercurio sublimado cinco ó seis veces.

DEL DEUTO CLORURO (sublimado corrosivo).

728. El deuto-cloruro es producto del arte; suele estar en masas blancas, compactas, semitrasparentes en sus bordes, hemisféricas y cóncavas: el lado exterior de estas masas tiene pulimento y lustre; el interno es desigual y está erizado de cristallitos brillantes, tan comprimidos que no se pueden distinguir los lados; otras veces está en forma de hacecillos de agujas, de cubos, ó de prismas cuadrangulares; tiene un sabor muy acre y cáustico; su peso específico es de 5,1398. Se volatiliza con mas facilidad que el precedente; y exhala un humo blanco, espeso, de olor picante, y no de ajo, capaz de empañar una lámina de cobre perfectamente limpia. Si se frota la parte de esta lámina á que se ha aplicado la capa de deuto-cloruro, se pone blanca, brillante, plateada, lo que caracteriza al mercurio; de lo que se deduce que el cobre se apodera del cloro y deja el metal aislado. Expuesto al aire el deuto-cloruro, pierde algo de su transparencia, y se pone opaco y pulverulento en la superficie: el fósforo, el carbon y la potasa obran sobre él como sobre el proto-cloruro.

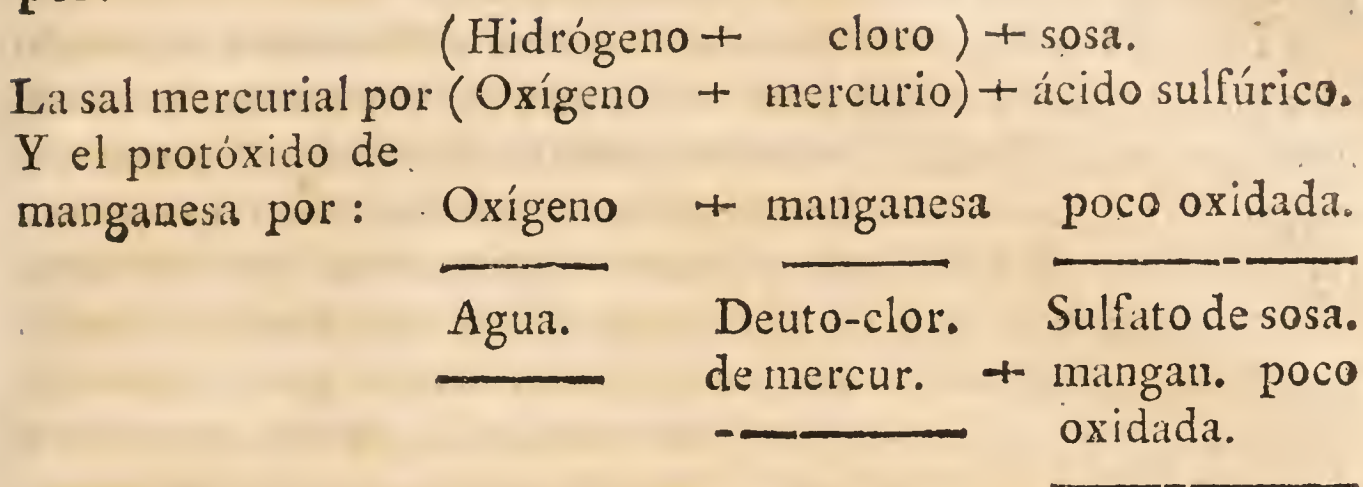
Calentado con la cuarta parte de su peso de *antimonio metálico*, se descompone y resulta mercurio volátil, y cloruro de

antimonio (manteca de antimonio) todavía mucho mas volátil. Mezclado con la tercera parte de su peso de *estaño* pulverizado, y expuesto á la acción del calórico en vasijas tapadas, se obtiene, 1.º mas de $\frac{1}{5}$ del peso de la mezcla de deuto-cloruro de estaño muy volátil (licor fumante de LIBAVIO): 2.º proto-cloruro de estaño mucho menos volátil, que queda en la retorta: 3.º una amalgama de mercurio y estaño; de lo que se infiere que el estaño tiene á esta temperatura mas afinidad con el cloro que el mercurio: el deuto-cloruro de mercurio (sublimado corrosivo) se disuelve en once partes de agua fria, y en dos partes de agua hirviendo (HENRI y CHAUSSIER. Parece formado de 100 partes de mercurio, y de 36 de cloro, ó de un átomo de metal y dos de cloro.

Preparacion. Se introduce en un matraz de vidrio verde y de fondo ancho una mezcla de 4 partes de hidro-clorato de sosa (sal comun), pulverizada, una parte de per-óxido de manganesa y todo el deuto-sulfato que se saca haciendo hervir 5 partes de ácido sulfúrico concentrado con cuatro partes de mercurio (1). El matraz se coloca en un baño de arena rodeado de ella hasta el cuello, se pone sobre su extremidad un pucherito vuelto boca abajo, y se calienta por grados: la operacion se acaba en 15 ó 18 horas: el sublimado corrosivo se encuentra pegado á las paredes del matraz, y en el fondo un sulfato de sosa mezclado con óxido de manganesa menos oxidado que el que se empleó; se hace enrojecer ligeramente el fondo del baño de arena para dar al sublimado mas densidad y para que entre en fusion: se rompe el matraz, y se recojen los productos.

(1) Comúnmente se suspende el hervor cuando las 9 partes de ácido y metal se reducen á cinco.

Teoría. Podemos representar el hidro clorato de sosa por:



Las sales y el peróxido de manganesa se descomponen; el hidrógeno del ácido hidro-clórico se combina con el oxígeno del óxido de mercurio y con una porción del que contiene el peróxido de manganesa para formar agua; el cloro se une al mercurio, mientras que la sosa se apodera del ácido sulfúrico del sulfato de mercurio. Casi siempre se saca también una corta cantidad de proto-cloruro de mercurio (calomela); pero es menos volátil que el deuto-cloruro, debajo del cual se encuentra.

El sublimado corrosivo sirve para conservar las materias animales (V. tomo 2º artículo *Putrefaccion.*) Se suele dar con frecuencia como antivenéreo: se da disuelto en agua destilada, en alcohol, ó en algun jarabe sudorífico, combinado con leche, con tisanas ó extractos: la dosis para los adultos es en general de medio grano al dia en dos tomas, mañana y tarde; se va aumentando por grados la cantidad, hasta que el enfermo toma un grano, siempre que no se observe ningun síntoma penoso que lo haga suspender: estas dosis se deben dilatar en un vaso de vehículo: en lo general bastan de 12 á 15 granos para hacer desaparecer la dolencia y completar la curacion; bien que hay casos en que para obtener buenos efectos, es menester dar mucho mas. CIRILLO propuso que se incorporase el sublimado corrosivo con la manteca para hacer una especie de unguento que se aplica á las plantas de los pies, y este medio se ha empleado algunas veces con buen efecto.

Se usa del agua *fagedénica* para tocar con él las úlceras venéreas. Algunos médicos se han valido del sublimado corrosivo

en las dolencias escrofulosas ó de lamparones, cutáneas &c.; pero se usa raras veces en estas afecciones.

729. El *azoe* no tiene acción sobre el mercurio. Cuando se agita mucho tiempo este metal con *agua* privada de aire, atenuan sus moléculas prodigiosamente, y acaban por ponerse negras: el agua no se descompone, y el mercurio no se halla oxidado: la acción que ejerce el agua sobre este metal á una temperatura de 100° (centíg.), es bastante notable y poco conocida: adquiere el agua propiedades vermífugas; el mercurio absorbe $\frac{1}{500}$ de su peso de humedad, y no se aumenta el peso del metal.

Los ácidos *bórico*, *carbónico* y *fosfórico* no obran sobre el mercurio: el ácido *sulfúrico* concentrado, que en frío no ejerce acción alguna sobre él, lo ataca mediante el calor, le cede una porción de su oxígeno, pasa al estado de gas ácido sulfuroso, y si se emplea en bastante cantidad, lo trasforma en deutóxido, que se combina con el ácido no descompuesto; de suerte que la masa blanca que se obtiene se compone de mayor ó menor cantidad de ácido sulfúrico y de deutóxido de mercurio. Si el ácido sulfúrico está dilatado en su peso de agua, se desprende poco ácido sulfuroso, y se forma proto-sulfato. El ácido *nítrico* concentrado obra con rapidez en frío sobre este metal, se descompone en parte y lo trasforma en deutóxido, que se disuelve en el ácido nítrico no descompuesto: el gas nitroso (deutóxido de azoe), que proviene de la porción de ácido descompuesto, queda por algun tiempo en disolución en el líquido, y le da color verde; pero poco despues se levanta la temperatura, se desprende el gas, exhala vapores naranjados, y la disolución pierde el color: si el ácido nítrico está dilatado en cuatro ó cinco partes de agua, y que el mercurio este en exceso, no pasa este sino al estado de protóxido, y no se forma sino proto-nitrato, si se hace hervir el líquido media hora. El ácido *nitroso* ataca este metal, le oxida, y le trasforma en hipo-nitrito. Los ácidos *hidro-clórico* é *hidro-ftórico* no tienen acción sobre el mercurio. Algunos *metales* de los que se han examinado antes, se pueden combinar con él, y dar aligaciones que se conocen con el nombre de *amalgamas*.

Amalgama de potasio y de sodio. Son sólidas ó líquidas, segun la cantidad de mercurio que entre en su composición.

Cuando se pone una de estas amalgamas fluidas en amoniaco líquido muy concentrado, quintuplica ó sextuplica de volúmen, toma la consistencia de manteca de vacas, y conserva el brillo metálico, sin que se desprenda ningun gas. Este producto, que llaman GAY-LUSSAC y THENARD *hidruro amoniacal de mercurio y de potasio ó de sodio*, lo descubrió DAVY, y parece formado de hidrógeno, de amoniaco, de mercurio y de potasio. *Teoría de su formacion.* El agua del amoniaco, se descompone, su oxígeno se une con una porcion de potasio, que trasforma en deutóxido soluble, y el hidrógeno pasa al mercurio, al amoniaco y á la porcion de potasio. Si en lugar de poner la amalgama de mercurio y de potasio, ó de sodio en el amoniaco líquido, se pone en la cavidad de un hoyo hecho en hidro-clorato de amoniaco ligeramente humedecido, hay el mismo aumento de volúmen, formacion de hidruro amoniacal y de hidro-clorato de potasa. *Teoría.* El agua que ha servido para humedecer el hoyo ó tacilla, se descompone; su oxígeno forma con una porcion de potasio del deutóxido, que se apodera del ácido hidro-clórico, del hidro-clorato, y el hidrógeno se combina con el mercurio, el amoniaco y la otra porcion de potasio, para dar lugar á este producto. *Propiedades de este hidruro.* Descompone en parte el agua, su oxígeno pasa al potasio, y lo trasforma en deutóxido, y su hidrógeno, y el que entra en la composicion del hidruro se desprenden; el mercurio se precipita, el amoniaco y el deutóxido de potasio quedan disueltos en el líquido no descompuesto. Todos los cuerpos que obran sobre el potasio lo descomponen igualmente.

SEEBECK llegó, antes que DAVY, á formar un hidruro de amoniaco y de mercurio por el siguiente método: se pone mercurio en la cavidad humedecida hidro-clorato de amoniaco; esta cavidad ó tacilla se pone sobre una placa metálica que comunica con el polo vítreo ó positivo de la pila ó columna de VOLTA ó galvánica, y el alambre resinoso ó negativo se inclina hácia el mercurio: el agua y el ácido hidro-clórico se descomponen por el fluido eléctrico; su hidrógeno, atraído por el polo resinoso, se une al mercurio y al amoniaco para formar el hidruro, mientras que el cloro del ácido y el oxígeno del agua pasan al polo positivo: estos hidruros no tienen uso alguno.

Amalgama de tres partes de mercurio, y de una parte de

estaño. Es blanda cristalizada, y líquida si está formada de diez partes de mercurio. Sirve para azogar los espejos, operación que se reduce á echar mercurio sobre una hoja de estaño extendida horizontalmente, poner el cristal encima y cargarlo con mucho peso, á fin de hacerlo adherir á la amalgama, que se forma luego que se verifica el contacto de los dos metales. *Amalgama de cuatro partes de mercurio y una de bismuto.* Sirve para estañar la superficie interior de los globos de vidrio: despues de haber calentado estos globos para secarlos se echa en ellos la amalgama fundida, y se agitan para que se reparta sobre toda la superficie, á la que no tarda en adherirse fuertemente.

Sirve el mercurio para hacer termómetros, barómetros, para llenar los baños hidrargiro pneumáticos, por medio de los que se recogen los gases solubles en el agua, para hacer las diferentes preparaciones mercuriales, las amalgamas &c., y para explotar ó beneficiar los minerales de oro y de plata. Ha servido alguna vez el mercurio con buen efecto en el estreñimiento rebelde del vientre, y en el vólvulo á que no acompaña inflamacion: en estos casos fuerza los obstáculos, y desenvuelve con su peso los intestinos: algunos prácticos han empleado como vermífuga el agua en que se ha hervido mercurio. Finalmente, este metal en un grande estado de division es la base del unguento del *soldado*, del unguento *napolitano* que con tanta frecuencia se emplean en fricciones. A nuestro modo de entender el mercurio metálico muy dividido por el calórico, por el agua, por los jugos animales, grasas &c., queda absorbido; y se debe mirar como un veneno. (V. mi *Toxicologia* tom. 1.º, segunda edicion).

Peso de un átomo de mercurio. El protóxido de mercurio está compuesto de 100 partes de metal y 4 de oxígeno; y suponiéndole compuesto de un átomo de cada uno de estos cuerpos, el peso de un átomo de mercurio será 25.

Extraccion. Explotacion del sulfuro. 1.º Estando el mineral bien quebrantado y mezclado con cal apagada se mete en retortas de hierro colado, á las cuales se adaptan recipientes que contengan cierta cantidad de agua; se calientan, el mercurio se volatiliza y se condensa en los recipientes, quedando en las retortas sulfuro de cal, de lo que se infiere que el ci-

nabrio se ha descompuesto. Este método se usa en el departamento de Mont-Tonnerre. 2º En el Almaden y en la Idria se calienta el mineral bien quebrantado y amasado con arcilla: el azufre se apodera del oxígeno del aire, pasa al estado de ácido sulfuroso; el mercurio que está libre se volatiliza y va á condensarse, atravesando una serie de aludeles, en un cuarto que sirve de recipiente.

DE LOS ÓXIDOS DE MERCURIO.

No se conocen mas que dos óxidos de mercurio.

730. *Protóxido*. Es producto del arte, que no existe sino en las sales de mercurio al *minimum*: no se puede obtener aislado, porque cuando se trata de separarlo del proto-nitrato por la potasa, se obtiene un precipitado negro amarillento, que se ha designado hasta el día con el nombre de *protóxido*, y que está formado, según el último estudio que ha hecho de él GUIBOURT, de deutóxido y de mercurio metálico muy dividido: así es que comprimiendo entre dos cuerpos duros este precipitado negruzco, presenta globulillos mercuriales perceptibles á la vista: se trasforma en mercurio y en deutóxido cuando se calienta hasta el calor rojo oscuro: con el ácido hidro-clórico da un deuto-hidro-clorato de mercurio y proto-cloruro (calomelas). Se ve, pues, que en el momento en que se procura separar con la potasa el protóxido del proto-nitrato, se descompone este protóxido y resulta deutóxido y mercurio metálico muy dividido negruzco. Se forma de 100 partes de mercurio y de 4 de oxígeno, ó de un átomo de cada uno.

Preparacion. Según los experimentos de GUIBOURT no se obtiene nunca. El polvo negro que se separa cuando se descompone una proto-sal de mercurio por medio de la potasa, es una mezcla de deutóxido y de mercurio muy dividido.

731. *Deutóxido de mercurio* (precipitado rojo, precipitado *per se*). No se halla en la naturaleza; es de color amarillo de canario cuando contiene agua, y amarillo naranjado cuando proviene de la calcinacion del nitrato de mercurio bien machacado; naranjado muy subido cuando el nitrato que le produjo esta a en cristales gruesos, y rojo naranjado si los cristales eran pequeños (GAY-LUSSAC.) Calentado en vasijas

tapadas se trasforma, á mas del calor rojo moreno, en gas oxígeno y en mercurio; tambien lo descompone la luz: triturado con mercurio da un polvo moreno, que se ha creído protóxido, y que no es sino una mezcla de deutóxido y de mercurio muy dividido: se disuelve en el agua y la comunica un sabor fuerte metálico, la propiedad de poner verde el jarabe de violetas, y oscuro añadiéndole ácido hidro-sulfúrico. El amoniaco descompone igualmente esta disolucion acuosa, y produce un precipitado formado de deutóxido y de amoniaco, que se descompone con el calor. El deutóxido de mercurio se descompone á un calor suave por la mayor parte de los cuerpos avidos de oxígeno. Se forma de 100 partes de metal y de ocho de oxígeno, ó de un átomo de mercurio y dos de oxígeno. Sirve en la medicina como escarótico, particularmente en las enfermedades venéreas: en polvo sirve para matar los piojos y ladillas: mezclado con manteca constituye un unguento de que se hace algun uso en las enfermedades sifilíticas. En general á la aplicacion exterior de este óxido se pueden seguir síntomas funestos, y no se debe dar sino en la dosis de algunos granos. Se prepara, 1.º descomponiendo en una redoma por medio de un calor intenso, el nitrato de mercurio; en este caso se llama *precipitado rojo*: si se diese mas fuego se trasformaria en oxígeno y en mercurio; 2.º echando potasa, sosa ó cal en una disolucion de una deuto-sal de mercurio; 3.º calentando por 12 ó 15 horas el mercurio al aire libre, y de modo que se le haga hervir. Antiguamente al óxido preparado de este modo, se le daba el nombre de *precipitado per se*, y al matraz que contenia el metal *infierno de BOYLE*.

DE LAS SALES QUE FORMA EL PROTOXIDO DE MERCURIO.

A las sales que forma este óxido las descomponen y precipitan en negro los álcalis, como es la potasa, la sosa, el amoniaco, &c.; el precipitado, segun acabamos de ver, es una mezcla de mercurio metálico dividido y de deutóxido: el ácido crómico y los cromatos las trasforman en cromato de mercurio naranjado rojizo, insoluble en el agua: el ácido hidro-clórico las hace pasar al estado de proto-cloruro blanco (calomelas); de que se infiere que el hidrógeno del ácido se combina con

el oxígeno del protóxido para formar agua, mientras que el mercurio aislado se une al cloro. Estos caracteres bastan para distinguir estas sales de las que forma el deutóxido.

732. *Proto-sulfato de mercurio*. Es blanco, pulverulento, casi insípido, soluble en 500 partes de agua fría y en 287 de agua hirviendo, indescomponible por este líquido, capaz de dar por una evaporacion conveniente cristallitos prismáticos: es inalterable al aire y se ennegrece á la luz. Se puede combinar con el ácido sulfúrico y formar *proto-sulfato muy ácido*; pero si se le quita algo de ácido por medio de un álcali, pasa al estado de sub-*proto sulfato*.

Preparacion. Se obtiene por el 3º ó 4º método (V. §. 202.)

733. *Proto-nitrato de mercurio*. Cristaliza en prismas blancos, de sabor acre, estíptico, que enrojecen la infusion de girasol: lo descompone el agua, y lo trasforma en *proto-nitrato muy ácido*, soluble, sin color, llamado *agua mercurial*, *remedio del Capuchino*, *remedio del duque de Antin*, y en sub-*proto-nitrato* insoluble amarillo verdoso. El *proto-nitrato* de mercurio entra en la composicion del jarabe de BELET, del que se toma una cucharada dilatada en una bebida mucilaginoso. Este jarabe ha sido útil en las enfermedades de la piel, los lamparones, las erisipelas, las herpes antiguas; pero se ha de usar con precaucion, en particular con los débiles. El *remedio del Capuchino* es cáustico, y se puede aplicar con buen efecto en las úlceras y berrugas sifilíticas.

Preparacion. Se hace hervir por media hora ácido nítrico dilatado en cuatro ó cinco veces su peso de agua un exceso de mercurio, y cuando se enfria el licor se obtiene cristalles de *proto-nitrato*: basta machacarlos con agua para trasformarlos en *sub* y en *sobre-nitrato*. Si en lugar de hacer el experimento en caliente se hace en frío contendrá la sal *hipo-nitrito* de mercurio.

734. *Proto clorato de mercurio*. Está en polvo amarillo verdoso, poco soluble en el agua hirviendo, de poco sabor, y descomponible por los álcalis, que lo precipitan en negro: puesto en una cuchara de platino poco caliente detona, produce una llama roja y se trasforma en gas oxígeno, en *deuto-cloruro* de mercurio (sublimado corrosivo), que se volatiliza en humos blancos, y en *deutóxido rojo* de mercurio (VAUQUELIN.)

Estos resultados se explican perfectamente por los experimentos de GUIBOURT: el ácido clórico se descompone, se desprende su oxígeno, el cloro pasa al protóxido, que se debe considerar como compuesto de mercurio y de deutóxido, trasforma el metal en deuto-cloruro, y deja el deutóxido aislado.

Preparacion. (1.º ó 2.º método, §. 202.)

DE LAS SALES QUE FORMA EL DEUTÓXIDO DE MERCURIO.

A estas sales las descompone la potasa ó la sosa, que se apoderan del ácido y dejan aislado el óxido amarillo de canario si se emplea en suficiente cantidad. El amoniaco las trasforma en una sal doble blanca, que se precipita, y que se disuelve en un exceso de amoniaco. El prusiato de potasa hace tambien en ellas un turbio blanco; los hidro-sulfatos solubles ó el ácido hidro-sulfúrico las descomponen y precipitan en negro; el sulfuro de mercurio precipitado da en el análisis las mismas proporciones de azufre y de mercurio que el cinabrio.

735. *Deuto-sulfato ácido de mercurio.* Está en una masa blanca, que atrae ligeramente la humedad del aire, enrojece la infusion de girasol y la puede descomponer el agua en *deuto-sulfato muy ácido*, soluble, sin color y en *sub-deuto-sulfato amarillo* insoluble, ó *turbith* mineral. A este turbith lo descompone el calórico, y resulta gas oxígeno, gas ácido sulfuroso y mercurio volátiles; tambien lo descompone y disuelve el ácido nítrico, que lo trasforma en deuto-nitrato sin color, finalmente la potasa cáustica le quita el ácido por la simple agitacion, y se forma sulfato de potasa soluble, y deutóxido de mercurio amarillo de canario; no se disuelve sino en 2000 partes de agua fria. BOERHAAVE y LOBB elogiaron el turbith mineral como propio para precaver de las viruelas: otros médicos lo han dado como emético en la mordedura de los perros rabiosos, y tambien se ha decantado en las *obstruciones* y en las enfermedades venéreas.

Preparacion. Se obtiene haciendo hervir por tres ó cuatro horas un exceso de ácido sulfúrico concentrado con mercurio, operacion que no se diferencia de la anterior sino en que se emplea mucho mas ácido. Basta echar esta sal en agua caliente para conseguir el *turbith mineral* insoluble (sub-deuto-sulfato), y el *sobre-sulfato* de deutóxido soluble.

736. *Deuto-clorato ácido de mercurio.* Cristaliza en agujas muy solubles en el agua, que tiene un sabor análogo al del sublimado corrosivo. Calentado en vasijas tapadas da gas oxígeno y proto-cloruro de mercurio (calomelas.)

Preparacion. (1º y 2º método §. 202.)

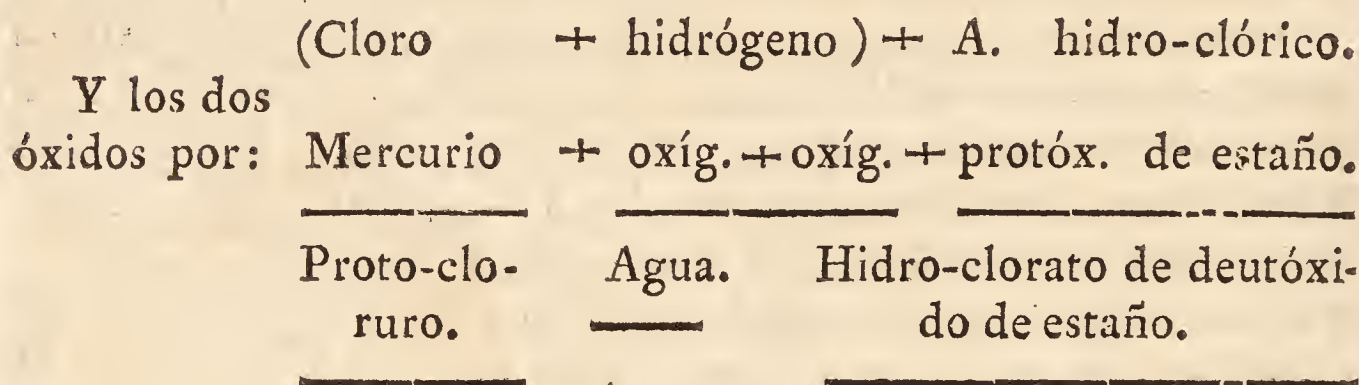
737. *Deuto-nitrato ácido de mercurio.* Está en agujas blancas ó amarillentas, de sabor metálico insoportable, que enrojecen la infusion de girasol. Calentado en un matraz se descompone y deja *deutóxido rojo* (precipitado rojo) que se trasforma él mismo en oxígeno y en mercurio, si se levanta bastante la temperatura. Puesta esta sal en agua fria, se muda en deuto-nitrato *muy ácido*, soluble y sin color, y en *sub-deuto-nitrato* blanco insoluble, al que se puede quitar todo el ácido con repetidas lavaduras; pero si el agua está hirviendo el *sub-deuto-nitrato insoluble* que se depone es amarillo, y tiene el nombre de *turbith nitroso*. El deuto-nitrato ácido, que está en agujas, se puede disolver en el ácido nítrico; su disolucion causa en la piel manchas negras, precipita con el agua un sub-deuto-nitrato, si está muy concentrada, y da agujas blancas cristalinas añadiéndole ácido hidro-clórico: estas agujas, que forma el sublimado corrosivo (deuto-cloruro de mercurio), se disuelven fácilmente en el agua. Sirve esta sal para hacer el precipitado rojo, la pomada *citrina*, y para enfieltrar los pelos de liebre y de conejo.

Preparacion. Se obtiene como el proto-nitrato, solo que se emplea mas ácido nítrico. Cuando en el líquido no se forma precipitado echando ácido hidro-clórico ó un hidro-clorato, hay la seguridad de que no contiene mas protóxido, y por consiguiente no hay que hacer mas que evaporarle para conseguir cristales en forma de agujas. *Sub-nitrato amarillo* (*turbith nitroso*), y *sobre-nitrato*. Se preparan machacando el deuto-nitrato en agua caliente.

738. *Hidro-clorato de deutóxido de mercurio* (sublimado corrosivo disuelto en agua.) Es producto del arte, líquido, transparente, sin color ni olor, de sabor estíptico, metálico, desagradable; destilado, se volatiliza en corta cantidad; tambien el líquido que se obtiene en el recipiente contiene un poco de esta sal. El hidro-cianato de potasa y de hierro, los hidro-sulfatos y los álcalis se conducen con él como las otras disolucio-

nes de deutóxido. El agua de cal lo descompone como los álcalis, se apodera del ácido y deja aislado el deutóxido amarillo de canario; la mezcla de hidro-clorato de cal y de deutóxido que resulta, se llama *agua fagedénica*. El *agua* destilada no lo enturbia; el nitrato de plata obra sobre él como sobre todos los hidro-cloratos, lo descompone, y precipita cloruro de plata blanco cuajado, insoluble en el agua y en el ácido nítrico; entonces queda en la disolución deuto-nitrato de mercurio (V. *Hidro-cloratos*.) El hidro-clorato de protóxido de estaño, disuelto en el agua, precipita inmediatamente proto-cloruro de mercurio (calomelas), y se halla que la disolución contiene entonces hidro-clorato de deutóxido de estaño.

Teoría. Se puede representar el ácido hidro-clórico de estos dos hidro-cloratos por:



Una porción de ácido hidro-clórico y el deutóxido de mercurio se descomponen; el oxígeno de este se combina en parte con el hidrógeno del ácido para formar agua, y parte con el protóxido, mientras que el cloro y el mercurio aislado se unen, y resulta proto-cloruro de mercurio: el ácido hidro-clórico no descompuesto disuelve el deutóxido de estaño producido.

Puesto el *mercurio* metálico en contacto con la disolución de hidro-clorato de deutóxido de mercurio, se empaña, y se enturbia el líquido; la sal se descompone enteramente, y no se obtiene sino proto-cloruro de mercurio y de agua.

Teoría. La sal se puede representar ppr:

	Hidrógeno	+	cloro.
	Oxígeno	+	mercurio.
se le añade.			mercurio.
	Agua.	+	Proto-cloruro.

El hidrógeno del ácido hidro-clórico, pasa al oxígeno del deutóxido para formar agua, mientras que el cloro se une al mercurio de la sal y al que se le añade, y se produce proto-cloruro (1).

Metiendo una lámina de *cobre* en la disolución de hidro-clorato de deutóxido de mercurio, la descompone, y se obtiene hidro-clorato de deutóxido de cobre soluble, y un precipitado gris formado, 1.º por proto-cloruro de mercurio (calomelas): 2.º por una amalgama de cobre y de mercurio: 3.º por un poco de mercurio (V. mi obra de *Toxicología*, tom. 1.º. Basta para explicar la formación de estos diferentes productos, admitir, lo que es cierto, que el cobre tiene mas afinidad con el oxígeno y con el ácido hidro-clórico que el mercurio, una parte de este metal debe quedar aislada desde luego que comienza la acción; esta mezcla se halla entonces casi en las mismas circunstancias que la otra de que hablamos en el párrafo precedente; luego debe precipitarse proto-cloruro de mercurio. Si se sustituye á la lámina de cobre una de zinc, se trasforma el hidro-clorato de deutóxido de mercurio en hidro-clorato de zinc, y se forma un precipitado compuesto, 1.º de mercurio metálico:

(1) Mas fácilmente se explican estos fenómenos admitiendo con varios químicos, que el sublimado corrosivo disuelto en el agua, es un cloruro en lugar de un hidro-clorato; pues se dice entonces que el mercurio se apodera de una porción del sublimado corrosivo y lo trasforma en proto-cloruro pasando el mismo á él. Cuando, como en el experimento precedente, se hace obrar sobre el sublimado corrosivo la sal de estaño, que se mira tambien en esta hipótesis como un cloruro, se dice, el cloruro de estaño se apodera de una porción del cloro del sublimado corrosivo, y pasa al estado de deuto-cloruro, mientras que el sublimado se halla reducido á proto-cloruro que se precipita.

2.º de proto-cloruro de mercurio: 3.º de una amalgama de zinc y de mercurio: 4.º de hierro y de carbon, sustancias que se hallan en el zinc del comercio (V. mi *Toxicologia* tom. 1.º).

El *eter* sulfúrico, mezclado con la disolucion de hidro-clorato de deutóxido de mercurio, se apodera de esta sal, de suerte que la capa etérea que está en la superficie del líquido, se halla saturada, mientras que el agua que forma la capa inferior está casi enteramente privada de él (WENZEL y HENRY).

Preparacion. Se consigue el hidro-clorato de mercurio disolviendo en agua el deuto-cloruro (sublimado corrosivo).

Todas las preparaciones mercuriales son muy venenosas: bien que el proto-cloruro lo es mucho menos que las otras. Introducidas en el estómago ó aplicadas exteriormente, causan una irritacion local muy viva, quedan absorvidas, y ejercen una accion perniciosa sobre el cerebro, el corazon y el canal digestivo: por esto es de la mayor importancia administrarlas con prudencia, y no aplicar mucha cantidad sobre la piel, principalmente sobre partes ulceradas. Entre los antídotos propuestos para neutralizar las sales mercuriales, la albumina (clara de huevo dilatada en agua) debe ocupar el primer lugar, como lo hemos probado (V. *Toxicologia general*, tom. 1.º).

DEL OSMIO.

739. El osmio no se ha hallado hasta ahora sino en el mineral de la platina (1): es sólido, de color que parece azul ó negro, y no se sabe cuales son las demas propiedades fisicas. VAUQUELIN se inclina á creer que este metal se volatiliza cuando se calienta en vasijas tapadas; si se levanta su temperatura cuando está en contacto con el aire, pasa al estado de óxido, que se sublima en muy hermosos cristales blancos y brillantes de olor muy fuerte. Cuando se hace tocar con el osmio seco, *cloro* gaseoso, parece que se funde, toma un color verde muy hermoso é intenso, se disuelve com-

(1) FOURCROY, VAULEQUIN, y casi en la misma época, DESCOSTILLS anunciaron que el polvo negro que se saca del mineral de la platina por medio del agua regia, era un metal particular: y TENNANT poco tiempo despues hizo ver que contenia dos metales, el *osmio* y el *iridio*,

pletamente, y da un cloruro rojo oscuro: este cloruro se volatiliza á la temperatura ordinaria, exhala vapores blancos muy espesos de olor insoponible, y se trasforma en hidrociorato soluble amarillo rojizo cuando se pone en el agua.

El *iodo* no parece que se puede combinar directamente con este metal; se ignora si se une con el azufre, con el fósforo y con los metales, segun VAUQUELIN. HENRY dice, sin embargo, que forma con el oro y la plata aligaciones ductiles. Se disuelve en el ácido *hidro-clórico* mediante un calor suave: el líquido comenzá por ponerse verde, y á poco toma el color amarillo rojizo: en este caso es evidente que se descompone el agua del ácido para oxidar el metal. No tiene usos. *Extraccion.* (V. Platino).

DEL ÓXIDO DE OSMIO.

740. Este óxido no tiene color, es trasparente, muy brillante y cristalizabile; su sabor es cáustico, análogo al del aceite de clavo: tiene un olor muy desagradable; es flexible como la cera, mas fundible que ella, y muy volátil. Se ennegrece al instante cuando está en contacto con materias orgánicas, y sobre todo si están húmedas; cede facilmente el oxígeno á los cuerpos ávidos de él; es muy soluble en el agua: esta solucion azulca con la infusion de nuez de agallas y con una lámina de zinc; forma con los álcalis combinaciones amarillas menos odoríferas que su disolucion acuosa. Agitado con mercurio, pierde su olor, y se forma una amalgama de mercurio y de osmio (HENRY). Se disuelve en el ácido hidro-clórico, y forma una sal, que es casi la única conocida: en efecto este óxido tiene al parecer mas tendencia á unirse con los álcalis que con los ácidos.

Preparacion. Se consigue, 1º calentando hasta el rojo oscuro una retorta que contenga una mezcla de nitrato de potasa y de osmio metálico, ó del residuo negro y pulverulento B de que hablaremos en el artículo *Extraccion del platino* §. 759 de este tomo: en todos los casos se forma el óxido de osmio volátil. Segun LAUGIER puede conseguirse saturando el licor C, con la leche de cal, cuyo licor proviene de la operacion de la mina de platino que le contiene.

741. *Hidro-clorato de osmio.* Esta sal es amarilla rojiza;

toma un azul muy subido echándole infusión de nuez de agallas; tambien el zinc la hace pasar á azul y precipita copos negros. (Estas noticias son de la memoria de VAUQUELIN sobre el osmio.

DEL CADMIO.

742. STROMEYER descubrió este metal el año de 1817 en una mina de óxido amarillo de zinc.

En el color se parece al estaño, como tambien por su brillo, ductilidad y ruido que hace cuando se dobla: su peso específico á la temperatura de 25° (cent.), es de 8,6350.

Se funde y volatiliza antes que el zinc.

El aire no le altera sino que la temperatura sea muy alta; y en este caso, absorve el oxígeno y da un óxido amarillo anaranjado, fijo, que se reduce fácilmente, y muy soluble en los ácidos, con los cuales forma sales sin color, y que no tienen la propiedad de colorear el borax.

Los álcalis precipitan en blanco las sales de cadmio; el ácido hidro-sulfúrico las descompone, formando un precipitado amarillo. El zinc separa de ellas el cadmio.

DE LOS METALES DE LA SEXTA CLASE.

Estos metales que son seis, á saber, la plata, el oro, el platino, el paladio, el ródio y el iridio, no pueden descomponer el agua, ni absorver el oxígeno á ninguna temperatura. Siempre se ha de exceptuar la plata, que en el estado de vapor se puede combinar con este gas. Los ácidos sulfúrico ó nítrico tienen tan poca acción sobre ellos, que no obran sino sobre la plata aun en una temperatura alta; pero el agua regia los puede disolver á todos, excepto el último.

DE LOS ÓXIDOS DE LA SEXTA CLASE.

Estos óxidos son sólidos, de color variable, descomponibles, á menos del calor rojo, en oxígeno y en metal, solubles en el ácido hidro-clórico, sin acción sobre el jarabe de violetas, é insolubles en el agua; bien que se ha de exceptuar el óxido de plata, que se disuelve en este líquido, pone verde

el jarabe de violetas, y á quien el ácido hidro-clórico trasforma en cloruro de plata insoluble.

DE LAS SALES DE LA SEXTA CLASE.

La dificultad que se encuentra en combinar estos óxidos con los diferentes ácidos, hace que las sales de esta clase sean pocas: las que son solubles en el agua precipitan con la potasa en caliente y en frío; excepto las de plata y de paladio, el hidro-cianato de potasa y de hierro (prusiato) no precipita ninguna. Los hidro-sulfatos solubles las precipitan todas.

DE LA PLATA.

La plata se encuentra en la naturaleza, 1^o en estado nativo, en Noruega, en Misnia, en Hartz, en Siberia, en España, en Francia, y principalmente en Méjico y el Perú: está cristalizada ó en masas, y contiene casi siempre hierro, cobre, arsénico, ú oro: 2^o combinada con azufre, antimonio, arsénico, mercurio: 3^o unida al cloro: 4^o en fin, en estado de óxido de plata y de antimonio sulfurado.

743. La plata es sólida, de hermoso color blanco muy brillante, poco dura; es muy dúctil y el mas maleable de los metales despues del oro: su tenacidad es muy grande: su peso específico es de 10,4743.

Puesta á la acción del calórico en vasijas tapadas, se funde con bastante facilidad y se volatiliza: si se deja enfriar lentamente, cristaliza en pirámides cuadrangulares. Ni el gas oxígeno ni el aire le causan alteración alguna á la temperatura ordinaria. Si se calienta con gas oxígeno por medio del soplete de BROOKS, se volatiliza, absorve el oxígeno, y se desprende el óxido formado en un humo que se puede recoger poniendo una vasija boca abajo y en la superficie de esta produce una capa amarilla morena: esta oxidación se verifica con llama amarilla (VAUQUELIN).

El hidrógeno, el boro, el carbono y el azoe no ejercen acción alguna sobre la plata. El fósforo se puede combinar con ella mediante el calor y formar un fosfuro sólido, frágil, brillante, mas fundible que la plata, capaz de transformarse, á

una temperatura alta, por la acción del aire y del gas oxígeno, en ácido fosfórico y en fosfato de plata, ó en ácido fosfórico y en plata, si el calor es mas fuerte. Se forma de 87 partes de plata y de 13 de fósforo. La plata se puede combinar tambien con el azufre y dar un sulfuro sólido de color gris azulado, ductil, de una textura laminosa, mas fundible que el metal, descomponible por el fuego en azufre y en plata. Calentado con el contacto del aire ó del gas oxígeno, se transforma este sulfuro en gas ácido sulfuroso y en plata. Se forma de 100 partes de plata, y de 14,544 de azufre. Se produce siempre que la plata está en contacto con el ácido hidro-sulfúrico, ya sea en las letrinas, ya en las aguas sulfurosas, ó ya en fin cuando se pone en contacto con los huevos, y que es poco alta la temperatura. Se obtiene por los 3 primeros métodos, §. 180. Se encuentra en casi todas las minas de plata en Méjico, en Hungría, en Bohemia &c. El *iodo* puede en ciertas circunstancias particulares unirse con la plata, y formar un ioduro insoluble en el agua y en el amoniaco.

Calentado con el cloro gaseoso, lo absorve sin desprendimiento de luz, y pasa al estado de *cloruro* (muriato de plata). Se halla en corta cantidad en Sajonia, en Siberia, en Hartz, en Francia, en el Perú &c. ; unas veces está cristalizado en cubos y otras en masas. El que se obtiene en los laboratorios es blanco, insípido, cuajado, y pasa repentinamente á morado subido, cuando se expone á la luz, y está cubierto de agua. GAY-LUSSAC tiene probado que en este estado contiene menos cloro, y que el agua que está encima de él contiene ácido clórico, é hidro-clórico, producidos por la acción de una porción de cloro sobre el oxígeno y sobre el hidrógeno del agua. El cloruro de plata es insoluble en el agua, y no experimenta alteración alguna por parte de este líquido, cuando está en la oscuridad: es muy soluble en el amoniaco, y poco soluble en los ácidos fuertes. Si se calienta, despues de haberlo secado sobre un filtro, se funde antes de llegar al calor rojo, y da despues de enfriarse, una masa cenicienta, semitrasparente, flexible, conocida en otro tiempo con el nombre de *plata córnea*, que se puede obtener cristalizada en octaedros. Le descompone el hidrógeno que se une al cloro y deja la plata libre. Este experimento puede hacerse mezclando el cloruro de plata con zinc,

agua y ácido sulfúrico, sustancias que tienen propiedad de dar hidrógeno ARFWEDSON. Tambien le descomponen la potasa, la sosa la barita ó la cal á una temperatura alta, y se obtiene cloruro de potasio, de sodio &c., plata *pura* y gas oxígeno: de lo que se infiere que tambien se ha descompuesto el álcali. Calentados con este cloruro el plomo ó el antimonio, lo descomponen y se apoderan del cloro: el hierro opera esta descomposicion aun en el agua hirviendo, pero en este caso se descompone tambien una porcion de agua y se obtiene hidro-clorato de protóxido de hierro y plata metálica en polvo blanco. Algunas veces se usa para preparar la plata pura: está formado de un átomo de cloro y otro de plata, ó de 75,34 de plata, y de 24,66 de cloro. Se obtiene echando hidro-clorato de sosa en nitrato de plata y lavando el precipitado.

El agua y los ácidos bórico, carbónico, fosfórico, sulfuroso, hidro-clórico é hidro-ftórico no tienen accion sobre la plata. El ácido *sulfúrico* concentrado, que no la ataca en frio, la oxida al calor, se descompone, da gas ácido sulfuroso, y se forma sulfato de plata. El ácido *nítrico* puro disuelve la plata despues de oxidarla aun á la temperatura ordinaria; se produce gas deutóxido de azoe, que queda por de pronto en el líquido y le da color verde, pero que no tarda en desprenderse, si se levanta la temperatura: es evidente que en esta ocasion se descompone una porcion de ácido nítrico (1). Segun SCHEELLE, el ácido *arsénico*, disuelto en el agua, oxida la plata con el calor, se desprende arsénico metálico, y se forma arseniato de plata con la porcion de ácido no descompuesta. Varios de los metales antes estudiados se pueden combinar con la plata: 1^o *aligacion de 9 partes de plata y una de cobre*. Sirve para soldar la plata y hacer la moneda. Los cubiertos y la vajilla se componen de $9\frac{1}{2}$ partes de plata y media parte de cobre: en las joyas ó alhajas hay 8 partes de plata y 2 de cobre. Estas diferentes aligaciones son blancas, mas fundibles y menos ductiles que la plata: 2^o *aligacion de 7 partes de plata*

(1) En este experimento se levanta la temperatura porque el oxígeno pasa del estado líquido en que se hallaba en el ácido nítrico, al estado sólido para constituir el óxido de plata; asi es que debe perder calórico: se encuentra este fenómeno en un gran número de casos.

y de una parte de plomo. Es sólida, blanca cenicienta y se transforma, cuando se funde con el contacto del aire, en protóxido de plomo, que se vitrifica, y en plata pura. Sacaremos partido de este hecho al tratar del análisis de las monedas, y de algunos utensilios de plata al fin de esta obra. La plata sirve principalmente para preparar las aligaciones de que acabamos de hablar, la piedra infernal &c.

Peso de un átomo de plata. Si el deutóxido de plata se compone de 100 partes de metal y de 7,272 de oxígeno, y suponiendo que se componga de un átomo de cada uno de estos cuerpos, pesando 1 el átomo de oxígeno, pesará el átomo de plata 13,75.

Extraccion. Explotacion ó laboreo de las minas de Europa. Si el mineral es rico, se separa de su ganga lavándolo, y se hace fundir con un peso de plomo igual al suyo. Esta aligacion se sujeta despues á la copelacion, para lo cual se pone en una copela oblonga (plato ó cápsula hecha de huesos calcinados hasta el blanco, molidos, tamizados y lavados), que se pone á calentar en un horno particular, y sobre la cual se dirige el soplo de uno ó dos fuelles: la aligacion se funde, el plomo se oxida, pasa al estado de litargirio que se escurre, y la plata, mas pesada, se reúne en un boton ó pan en el fondo de la copela.

Sucede á veces que el *plomo de obra* que se obtiene, contiene bastante plata para que sea buscado, y entonces es menester sujetarlo á la copelacion para trasformarlo en litargirio y en plata pura. Si el cobre de *roseta* que hemos descrito, contuviese bastante plata para que se pueda beneficiar con utilidad, como sucede algunas veces, se fundirá con tres veces su peso de plomo, se dejará enfriar la aligacion, y se calentará suavemente, se funde la mayor parte del plomo que llevará consigo casi toda la plata; se separan estos dos metales por la copelacion, y se continúa calentando el cobre para extraerle todo el plomo.

El mineral argentífero de Freyberg, que contiene tan poco sulfuro de plata, unido á tan gran cantidad de sulfuro de cobre y de hierro, se debe sujetar á otras operaciones: se tuesta despues de haberlo mezclado con $\frac{1}{10}$ de su peso de sal marina; se desprende gas ácido sulfuroso, y se obtiene una masa compuesta de cloruro de hierro, de sulfato de sosa, de sulfato de hierro y de cobre solubles, y de cloruro de plata, de

óxido de hierro y de óxido de cobre insolubles, se la reduce á polvo fino, se voltea y agita por espacio de 16 á 18 horas en toneles con 50 partes de mercurio, 30 partes de agua y 6 partes de hierro; las sales solubles se disuelven, el hierro descompone el cloruro de plata, y esta se amalgama con el mercurio, se comprime fuertemente la amalgama para separar el exceso de mercurio, y se sujeta á la destilacion; el mercurio se volatiliza y queda la plata. Si el mineral contiene muy poca plata y mucha ganga, se mezcla con pirita que la funde; esta se lleva consigo la plata y los otros metales; entonces se tuesta repetidas veces para separar el azufre; se hace fundir de nuevo el producto con el mineral, despues con plomo, y se obtiene plomo argentífero del que se separa la plata en la copelacion.

Beneficio ó explotacion de las minas de Méjico y del Perú. Estos minerales suelen formarse las mas veces de plata nativa, de cloruro de plata, de óxido de plata, de plata antimonial, de piritas de cobre y de hierro, de silex &c. Se pulverizan con $2\frac{1}{2}$ por 100 de sal marina; se abandona la mezcla á sí misma, y al cabo de algunos dias se le añade cal: no se sabe bien lo que pasa en esta operacion; se incorpora la mezcla con mercurio, que se amalgama con la plata y se precipita; se opera con el agua para disolver todas las materias solubles, y se destila la amalgama para obtener la plata. No se termina esta operacion sino al cabo de algunos meses.

DE LOS ÓXIDOS DE PLATA.

Segun algunos químicos hay dos óxidos de plata.

744. *Protóxido de plata.* Hace mucho tiempo que PROUST anunció la existencia de un óxido de plata menos oxidado que el que se saca del nitrato comun. FARADAY, y despues THENARD, acaban de hacer experimentos que confirman el anuncio de PROUST. Segun FARADAY, este protóxido es sólido, gris y muy brillante á la luz reflejada, y tiene un color amarillo por la luz trasmitada; puede fundirse, y en este caso se forma un boton sólido de plata. Es insoluble en el amoniaco, y se compone de 7,5 partes de oxígeno, y de 150 de plata. Se obtiene poniendo al aire una disolucion de deutóxido de plata en el amoniaco: inmediatamente se presenta en la superficie el protóxido en forma de una telilla brillante. No tiene usos.

745. *Deutóxido de plata*. Se halla en la naturaleza combinado con el óxido de antimonio sulfurado: es sólido, de color de aceituna subido, atrae prontamente el ácido carbónico del aire, de suerte que es necesario conservarlo en vasijas tapadas; es perceptiblemente soluble en el agua, y la solución pone verde el jarabe de violetas, propiedad que le asemeja á los álcalis. Puede combinarse con muchos ácidos. El ácido nítrico le disuelve muy bien: el nítrico oxigenado obra sobre él con energía; produciéndose una gran efervescencia que proviene del desprendimiento del gas oxígeno del ácido: una parte del óxido de plata se disuelve; la otra se reduce primero, y despues se disuelve en ella misma si el ácido está en cantidad conveniente. El ácido *hidro-clórico* le descompone descomponiéndose él mismo, y le trasforma en *cloruro de plata* insoluble; de lo cual se infiere que el hidrógeno del ácido se combina con el oxígeno del óxido para formar agua. El ácido *hidro-clórico oxigenado* se descompone rápidamente; se forma agua; hay desprendimiento de gas oxígeno, y una viva efervescencia produciéndose despues un cloruro de plata de color de violeta. Es muy soluble en el amoniaco. La disolución amoniacal muy concentrada dejándola muchos meses, se descompone; el hidrógeno del amoniaco se combina con el oxígeno del óxido y forma agua, precipitándose la plata en estado metálico (FARADAY). El óxido de plata no tiene usos. Parece que está formado de 100 partes de plata y de 7,272 de oxígeno, ó de un átomo de cada uno de ellos. Se obtiene descomponiendo el nitrato de plata con la potasa pura y lavando despues el precipitado.

DE LAS SALES DE PLATA.

Todas las sales de plata, calentadas con el soplete, se descomponen, y queda aislado el metal. Casi todas son insolubles en el agua; ninguna se halla en la naturaleza: la mayor parte de ellas se oscurecen á la luz: á las que son solubles las precipitan en negro los hidro-sulfatos de potasa y de sosa; el precipitado es sulfuro de plata; el ácido hidro-clórico y los hidro-cloratos producen un depósito blanco, cuajado, de cloruro de plata (V. §. 299). La potasa, la sosa y el agua de cal, privadas de hidro-clorato, separan el óxido de color de aceituna; el amoniaco produce el mismo fenómeno, pero vuelve á

disolver el precipitado con la mayor facilidad. Los carbonatos y los sub-carbonatos precipitan carbonato de plata blanco amarillento, y los fosfatos un precipitado amarillo, que es fosfato de plata. Metiendo una lámina de cobre en alguna de estas disoluciones, se separa la plata en estado metálico, bien que está aligada con algo de cobre, (V. *Salés de cobre*).

746. El *borato* y el *carbonato de plata* son pulverulentos, blancos, insípidos, é insolubles en el agua. No tienen usos. *Preparacion*, (V. §. 205 y 207).

747. *Fosfato de plata*. Es amarillo verdoso, insoluble en el agua, y soluble en el ácido fosfórico. *Preparacion*, (V. §. 210).

748. *Sulfato de plata*. Está en una masa blanca, soluble en 88 partes de agua fria, segun WENZEL, mas soluble en el ácido sulfúrico débil: la disolucion, que no tiene color, da por evaporacion cristales prismáticos, blancos y brillantes. El sulfato de plata resiste mucho tiempo á la accion del fuego; es necesaria una temperatura bastante alta para descomponerlo. Se obtiene por el 3.^o método (V. §. 202).

749. El *sulfito de plata* está en granitos brillantes, poco solubles en el agua, y de sabor acre y metálico.

750. El *iodato de plata* es blanco, insoluble en el agua, y muy soluble en el amoniaco. Echando ácido sulfuroso en esta disolucion, se apodera del oxígeno, que entra en la composicion del ácido iódico, y del óxido de plata, y produce un precipitado de ioduro de plata, que como se ha dicho, es insoluble en el amoniaco. *Preparacion*, (V. §. 222, 3.^o método).

751. *Clorato de plata*. Está en prismas cuadrados que tienen color, terminados en una seccion oblicua, en el sentido de dos ángulos sólidos del prisma, solubles en 10 á 12 partes de agua fria, con un sabor análogo al del nitrato de plata, y que mancha el papel en amarillo moreno: arde sobre las ascuas y se transforma en cloruro; tambien se descompone cuando se tritura con azufre, y entonces hay desprendimiento de calórico y de luz. Echando cloro en la disolucion de esta sal, hace un precipitado de cloruro de plata, se desprende gas oxígeno, y el ácido clórico queda aislado; fenómenos que no se pueden explicar sin admitir la descomposicion del óxido de plata en oxígeno que se desprende, y en plata que se combina con el cloro (VAUQUELIN). *Preparacion*, (V. §. 224).

752. *Nitrato de plata*. Cristaliza en láminas delgadas, brillantes, semitrasparentes, hexaedras, tetraedras ó triangulares: es de sabor amargo, estíptico y cáustico: no atrae la humedad del aire, y se disuelve en un peso de agua fria igual al suyo. Esta disolucion no tiene color, mancha la piel dejándola morada, y la pueden descomponer, á la temperatura del hervor, el carbon y el fósforo, que se apoderan del oxígeno del óxido. El ácido crómico y los cromatos causan en ella un depósito de cromato de plata rojo. El mercurio precipita la plata en cristalitos brillantes semejantes en su disposicion á las ramas y hojas de un árbol. Se conocia en otro tiempo este precipitado de plata, que retiene un poco de mercurio, con el nombre de *árbol de Diana*. Si se separa el óxido de la disolucion del nitrato por medio de la potasa, de la sosa ó del agua de cal, y que despues de lavado, se pongan dos ó tres granos en un platillo con la cantidad de *amoníaco líquido* suficiente para formar una papilla muy clara, se obtiene al cabo de algunas horas, cuando se ha evaporado todo el líquido, una masa sólida, que basta calentar, y aun tocar con un tubo de vidrio ó las barbas de una pluma para que detone con la mayor violencia. Esta masa, compuesta de amoníaco y de óxido de plata, conocida con el nombre de *plata fulminante*, la descubrió BERTHOLLET: á su preparacion la acompañan los mayores peligros, cuando se opera con algunos granos, y se procura separarlos en varias porciones. Al hablar del oro indicaremos la teoría de esta detonacion. La *plata fulminante* es sólida, gris sin olor, insoluble en el agua, soluble en el amoníaco, y aun descomponible por este líquido; pues si se guarda mucho tiempo en este álcali, se une el oxígeno del óxido al hidrógeno del amoníaco, y se precipita la plata en cristales muy brillantes.

Puesto el nitrato de plata á la accion del calórico, cristaliza, se levanta esponjándose, pierde el agua de cristalizacion, se funde, y constituye la *piedra infernal* que se vierte y amolda en moldes cilíndricos. Sale perfectamente blanca, si se vierte en un tubo de vidrio; pero sale gris, y aun negra, si el molde es de cobre: parece que en este caso debe su color á una proporcion de óxido de plata ó de plata muy dividida, separada del nitrato por el cobre, y á una corta cantidad de carbon aislada por la descomposicion del sebo con que se unta la rielera en

que se echa la sal. Si se calienta mas fuertementé el nitrato de plata seco, se descompone; la plata queda sola; y se desprende gas deutóxido de azoe y gas oxígeno. Mezclando con fósforo el nitrato de plata sólido, se produce una detonacion violenta cuando se le da un martillazo fuerte, y se observan fenómenos semejantes poniendo azufre en lugar de fósforo.

Preparacion. Se hace calentar ligeramente la plata pura en granalla con ácido nítrico puro dilatado en su peso de agua destilada (4.º método); se évapora la disolucion para que cristalice.

Piedra infernal. Se funde el nitrato de plata en un crisol del mismo metal á un calor suave; estando fundido se echa en una rielera de cobre untada con un poco de sebo: la sal, que estaba perfectamente blanca, adquiere color. (V. la historia del *Nitrato de plata*). Si no se calienta bastante para que se quede perfectamente seca, no es tan cáustica como debe ser; si se calienta mucho, se descompone, y en lugar de piedra infernal se obtiene *plata*.

El nitrato de plata sirve con frecuencia como reactivo para descubrir el ácido hidro-clórico ó los hidro-cloratos. Hace mucho tiempo que usa de él la medicina en ciertas enfermedades nerviosas, convulsivas &c.; parece que ha sido útil contra la epilepsia, la danza ó baile de S. Gui, las nevralgias faciales rebeldes &c. Se da en la dosis de uno ó dos granos con algunos extractos narcóticos (1). Dado en fuerte dosis causa ulceraciones en los tejidos del canal digestivo, los síntomas de envenenamientos con corrosivos, y la muerte. La piedra infernal sirve para quitar las cicatrices, para desgastar las carnes fungosas &c. Este cáustico es tanto mas precioso cuanto no queda absorbido, y no pasan sus efectos de las partes que toca.

PROUST, que como se ha dicho, admite dos óxidos de plata, dice que *existe otro nitrato* en que el óxido de plata está menos oxidado, y que lo obtiene haciendo hervir la disolucion del

(1) Debemos advertir que tenemos siempre cuidado de indicar el *minimum* de las dosis en que se deben tomar los medicamentos: suponemos que el práctico que los administra va aumentando progresivamente las cantidades, segun la urgencia y el estado del enfermo.

que acabamos de examinar sobre plata metálica: este nitrato al *minimum* seria constantemente líquido, y no se podría evaporar sin pasar al *maximum*.

753. *Hidro-florato de plata*. Es sólido, incristalizable, delicuescente, muy soluble en el agua, de sabor acre y muy estíptico, fundible, y descomponible por el ácido hidro-clórico, que lo trasforma en cloruro de plata insoluble. Mancha la piel, como el nitrato de plata. *Preparacion*. (V. §. 239.)

754. *Arseniato de plata*. Es pulverulento, rojo moreno, insípido é insoluble en el agua. *Preparacion*. (§. 202, mét. 3.^o).

755. *Cromato de plata*. Es insoluble en el agua, de color rojo hermoso de carmin, que pasa á púrpura exponiéndolo á la luz: calentado con el soplete se pone verde, se descompone, y queda la plata aislada. *Preparacion*. (§. 202).

DEL ORO.

No se halla el oro sino en estado nativo, ó combinado con un poco de plata, de cobre y de hierro: lo hay en Transilvania, en Siberia, en Kordofan, en Africa, cerca de Senegal, en frente de Madagascar, pero principalmente en el Perú, en Méjico, y en el Brasil &c.: está en forma de granos, de filamentos ó de cristales, y no se encuentra sino en terrenos de aluviones, y en las madres de los rios.

756. El oro es un metal sólido, poco duro, de color amarillo, muy brillante; es en extremo dúctil y maleable; se reduce á hojas tan delgadas, que basta una onza de oro para cubrir un hilo de plata de 444 leguas de largo. Su tenacidad es muy grande; su peso específico es de 19,257

Puesto á la accion del *calórico*, se funde el oro á 32° del pirómetro de WEDGWOOD: si se deja enfriar lentamente, se puede obtener cristalizado en pirámides cuadrangulares; pero si se continúa el calor, se volatiliza, como lo prueban los experimentos de MACQUER y de CLARKE. El gas oxígeno, el aire, el hidrógeno, el boro, el carbono, el azufre y el azoe no tienen accion sobre él. El *fósforo* se puede combinar con el oro mediante el calor, y dar un fosfuro brillante amarillo, frágil, que calentado con gas oxígeno ó con aire, se trasforma en ácido fosfórico y en oro metálico: se forma de 96 partes de oro

y de 4 de fósforo. El cloro disuelto en el agua, oxida el oro, lo disuelve y forma hidro-clorato, con tal que el metal esté bastante dividido; de lo que se infiere que se descompone el agua, el oxígeno se une al oro, y el hidrógeno se combina con el cloro. Ninguno de los ácidos que forma el oxígeno ataca al oro; lo mismo se advierte con el ácido hidro-ftórico. El ácido hidro-clórico líquido y puro disuelve fácilmente las hojas de oro batido, segun PROUST; bien que hemos repetido varias veces este experimento, y no hemos conseguido disolver un átomo.

El *agua regia*, preparada con ocho partes de ácido hidro-clórico líquido á 22°, y 2 partes de ácido nítrico á 40°, puede disolver una parte y nueve décimas de oro, mediante un calor ligero, se desprende gas nitroso (deutóxido de azoe), y se obtiene hidro-clorato de oro. Antes de explicar lo que pasa en esta operacion, debemos traer á la memoria que el agua regia, de que se usa, se compone de mucho ácido hidro-clórico, de una corta cantidad de ácido nítrico y de ácido nitroso, de un poco de cloro y de agua (V. §. 154); el oro se apodera del oxígeno del ácido nítrico, y del ácido nitroso, pasa al estado de óxido, y se disuelve en el ácido hidro-clórico: es evidente que el gas nitroso, que proviene de la descomposicion de los ácidos nítrico y nitroso, debe desprenderse.

El oro se puede aligar con muchos metales: 1.º *Aligacion de nueve partes de oro y una de cobre.* Sirve para hacer la moneda de oro: diferentes instrumentos y utensilios de oro se hacen tambien, pero en distintas proporciones. Estas aligaciones contienen ademas un poco de plata que se halla naturalmente combinada con el oro, de lo que se deduce que para hacer el *ensayo*, es menester, 1.º señalar la cantidad de cobre que entra en su composicion, por medio del plomo, como se ha dicho en el artículo *Plata*: 2.º la de plata y oro: para esto se toma una parte de aligacion, privada de cobre, y se funde con tres partes de plata, se pone en láminas ú hojas el producto, y se calienta con el ácido nítrico que oxida y disuelve la plata sin atacar al oro. Si se operase con el ácido sin haber añadido plata, solo atacaria el ácido las porciones de este metal que estuviesen en la superficie. 3.º *Aligacion de once partes de oro y una de plomo.* Es de color amarillo pálido, tan frágil como el vidrio,

mas dura y mas fundible que el oro. Parece que basta aligar con el oro $\frac{1}{1920}$ de su peso de plomo, para hacerlo quebradizo, lo mismo hace el antimonio. 4.º *Amalgama de oro hecha con una parte de oro y ocho de mercurio.* Es blanda, soluble en el mercurio, y sirve para dorar el cobre y la plata, para lo cual se aplica á la parte que se quiere dorar, se calienta para volatilizar el mercurio, se frota bajo el agua la pieza asi dorada, se pule despues, y se llama *plata sobre dorada* la que se dora de esta suerte. 5.º *Aligacion de oro y de plata.* Se encuentra en la naturaleza; es sólida, blanca ó verde, segun las proporciones de plata y oro, y mas fundible que este metal: el oro verde se forma de 708 partes de oro y 292 de plata.

Quando se funden en un crisol partes iguales de potasa ó de sosa, y de azufre con $\frac{1}{8}$ de hojas de oro, se obtiene una masa soluble en el agua que contiene el metal. El oro tiene los mismos usos que la plata.

Peso de un átomo de oro. Suponiendo que el protóxido de oro este compuesto de 100 partes de él y de 4,02 de oxígeno, y considerándole como compuesto de un átomo de cada uno de estos cuerpos, el peso de un átomo de oro será de 24,875.

Extraccion. Explotacion ó laboreo del oro mezclado con arena ó con una ganga. Quando el mineral está reducido á polvo, se lava sobre planos inclinados, el oro mucho mas pesado, queda en ellos y se van las partes terreas: se amalgama con mercurio para separar un poco de arena, y se destila la amalgama para volatilizar el mercurio.

Beneficio ó laboreo de los sulfuros auríferos. 1.º Se tuestan lo suficiente para separar el azufre y se funden con plomo de obra, despues se copela la aligacion; con todo eso el oro que se obtiene puede contener hierro, estaño y plata. Se separa el hierro y el estaño fundiéndolo con nitro, que oxida estos dos metales sin alterar el oro ni la plata. Luego vamos á decir como se aparta este metal: 2.º *método de amalgamacion.* Si el sulfuro es rico en oro, se opera directamente con el mercurio, y se destila la amalgama; si contiene muy poco, es preciso tostarlo antes de amalgamarlo con el mercurio.

Si contiene plata el oro obtenido por uno de estos dos métodos, se debe separar; supongamos que contenga tres cuartas partes; se hace hervir media hora con un peso igual al suyo

de ácido nítrico á 25°; se decanta y se opera con el residuo con igual cantidad del mismo ácido: se forma nitrato de plata soluble, y el oro queda intacto; pero como puede no haberse disuelto toda la plata, se hace todavía hervir el oro con doble de su peso de ácido sulfúrico concentrado, para que se disuelvan las últimas porciones de plata; después se precipita la plata de nitrato y del sulfato calentándola con láminas de cobre, y teniendo la precaución de descomponer el sulfato ácido en vasijas de plomo: el nitrato se puede calentar en vasijas de madera.

Si el oro no contiene las tres cuartas partes de su peso de plata es preciso, antes de operar con el ácido nítrico, fundirlo con bastante plata para que las proporciones de la mezcla estén en esta relación, sin lo cual no quedaria la plata enteramente disuelta.

DE LOS OXIDOS DE ORO.

757. Muchos químicos admiten dos óxidos de oro: el protóxido que se halla bajo la forma de un polvo verde formado de 100 partes de metal, y de 4,02 de oxígeno, se obtiene descomponiendo el proto-cloruro de oro por medio de la potasa. El *deutóxido* es producto del arte; su color es oscuro; es poco soluble en el ácido nítrico, de cuya disolución puede precipitarse por medio del agua; es insoluble ó casi insoluble en el ácido sulfúrico; la luz le descompone en oro y oxígeno: no tiene usos. Parece formado de 100 partes de oro y 12 de oxígeno. Se obtiene descomponiendo al fuego el hidro-clorato de oro con el agua de barita. Algunos químicos piensan que la materia de color de violeta que se forma haciendo pasar una descarga de electricidad al través de un hilo de oro, es también un óxido de este metal.

DE LAS SALES DE ORO.

No se conoce realmente mas que una sal de oro, que es el hidro-clorato; porque el nitrato preparado con óxido de oro y el ácido nítrico concentrado, no contiene sino muy poco óxido en disolución, y basta echarle agua para precipitarlo enteramente.

758. *Hidro-clorato de oro.* Cristaliza en prismas cuadrangulares como agujas, ó en octaedros truncados de color amarillo subido, que se liquidan en verano: tienen un sabor estíptico, muy astringente y desagradable, y los descompone el calórico en ácido máx. calórico en oxígeno y en oro; atraen con fuerza la humedad del aire; y se disuelven muy bien en el agua. La solución amarilla, más ó menos subida, según su grado de concentración, enrojece la infusión de girasol, y da color de púrpura subido al epidermis de casi todas las sustancias vegetales y animales, este color es indeleble. Lo pueden descomponer muchos cuerpos simples ó compuestos avidos de oxígeno que se apoderan del que está combinado con el oro, y precipitan el metal: 1.º si se pone un cilindro de fósforo en esta solución dilatada, y se renueva esta al paso que pierde el color, se podrá al cabo de algun tiempo, metiendo el cilindro en agua hirviendo, fundir el fósforo que habia en exceso, y obtener un cañuto de oro purpúreo que puede bruñirse: 2.º echando en esta disolución el proto-sulfato de hierro, la precipita de repente de color moreno, y se presentan en la superficie del líquido películas de oro en extremo delgadas: el precipitado que forma el oro metálico toma todo su brillo frotándolo: la sal de hierro pasa al estado de deuto ó de trito-sulfato. 3.º El éter y los aceites volátiles (sustancias avidas de oxígeno) comienzan por unirse con esta disolución; pero al cabo de algun tiempo se precipita el oro en hojas, en escamas, ó en hojuelas brillantes: 4.º echando el proto-hidro-clorato de estaño concentrado en esta disolución igualmente concentrada, hay un precipitado moreno compuesto de oro metálico. Si las disoluciones están dilatas, será el precipitado de color de púrpura, y se formará según los experimentos de PROUST y de OBERKAMPF, de oro metálico y de óxido de estaño. Este precipitado se conoce con el nombre de *púrpura de CASIO*; su color es tanto más rosáceo, cuanto más hidro-clorato de oro se emplee, y tanto más morado, cuanto más sal de estaño tenga. También parece que el matiz es más brillante cuando el proto-hidro-clorato de estaño se ha dilátado en un poco de ácido nítrico flojo. 5.º El gas hidrógeno y los ácidos fosforoso é hipo-fosforoso, tales como se obtienen en los laboratorios, descomponen también la disolución del oro.

Echando potasa, sosa, barita, stronciana ó cal en corta cantidad en el hidro-clorato de oro poco ácido, precipitan un sub-hidro-clorato amarillo, y separan el óxido moreno, si se emplean en cantidad, y se calienta el líquido. Si el hidro-clorato es muy ácido, se forman sales dobles solubles, y no hay precipitado; bien que, según FIGUIER, la potasa precipita esta disolución en frío al cabo de cierto tiempo, aun cuando esté muy ácida. Los hidro-sulfatos hacen en ella un depósito de color de chocolate oscuro, que es sulfuro de oro. El prusiato de potasa (hidro-cianato) no enturbia esta disolución: el amoniaco precipita copos amarillos rojizos cuando se emplea en corta cantidad; un exceso de reactivo muda este color en amarillo de canario. Los copos que se obtienen de este modo, lavados y secos á un calor suave, constituyen el oro *fulminante* que se compone de óxido de oro y de amoniaco: el oro *fulminante* es sólido, amarillo, insípido, no tiene olor, lo descompone el calor, los rayos luminosos concentrados por un lente ó un frotamiento repentino y vivo; á esta descomposición la acompaña una detonación fuerte, y se produce agua, gas azoe, y pasa el oro al estado metálico. Se ve, pues, que el oxígeno del óxido de oro se combina con el hidrógeno del amoniaco para formar agua; el azoe que proviene de la descomposición del amoniaco, queda aislado, y el oro revivificado. La detonación pende claramente de la producción instantánea del agua, que se transforma en vapor, y del azoe que se pone gaseoso. El azufre y el gas ácido hidro-sulfúrico reducen el oro fulminante quitándole el oxígeno. Parece que se forma, según PROUST, de 73 partes de oro, 8 de oxígeno y 19 de amoniaco.

Sirve el hidro-clorato de oro en las artes para preparar la púrpura de CASIO, y el oro metálico muy dividido con que se dora la porcelana, y con la púrpura de CASIO se la da color de rosa ó morado. Las preparaciones de oro que usaban en otro tiempo algunos prácticos, estaban desterradas mucho hace de la medicina, hasta que CHRESTIEN propuso introducir las de nuevo. El hidro-clorato y el óxido de oro se han dado como anti-sifilíticos, y parece que han surtido buen efecto en circunstancias que no lo habían tenido las preparaciones mercuriales: se suele emplear en fricciones sobre la lengua, en la dosis de $\frac{1}{12}$ de grano, unido con algun polvo vegetal inerte: dados

en mayor cantidad y de la misma manera, excitan poderosamente el sistema arterial y dan lugar á accidentes molestos.

Preparacion. El oro reducido á láminas muy delgadas se echa en una disolucion de cloro ó en el agua regia y se hace evaporar el licor.

DEL PLATINO.

La *platina* es un mineral que se encuentra en algunas partes de las Indias occidentales, principalmente en el Chocó en Barbacoa, en Santo Domingo, en el Brasil &c. Está en granitos aplastados, que contienen, á mas del platino, otros varios metales, azufre, sílex &c. A veces se halla en fragmentos algo mas gruesos. VAUQUELIN ha descubierto la platina en la mina de plata de Guadalcanal.

759. El *platino* que se saca del mineral llamado *platina*, es sólido, muy brillante, de un color casi tan hermoso como el de la plata, muy dúctil y maleable; tiene mucha tenacidad; su dureza es bastante considerable, particularmente cuando está mal preparado y retiene el iridio: su peso específico es de 20,98 cuando no ha sido forjado. No es tan buen conductor del calórico como la plata, el cobre, &c.

No se puede fundir sino al fuego alimentado con el gas oxígeno por medio del soplete de BROOKS: no se oxida en ninguna de estas circunstancias, de lo que se infiere que ni el *aire*, ni el *oxígeno* tienen acción sobre él; lo mismo sucede con el *gas hidrógeno*. El boro no se une directamente con el platino, pero si se hace una mezcla de carbon, de ácido bórico y de platino muy dividido, espesada con aceite graso y se calienta fuertemente en un crisol cubierto de arcilla y de carbon, se obtiene un *boruro* de platino sólido, frágil, insípido, fundible y sin olor (DESCOSTILS): así que es evidente que el ácido bórico cede su oxígeno al carbon, que se trasforma en gas óxido de carbono. El *carbon* se puede combinar tambien con el platino, cuya densidad disminuye, y lo hace mas fundible (DESCOSTILS). El *fósforo* se une directamente al platino, mediante el calor, y da un proto-fosfuro compuesto de 100 partes de metal y de 21,21 partes de fósforo: es sólido, muy duro, del color blanco de acero, mas fundible que el platino, y capaz de trasformarse en ácido fosfórico, y en platino cuando se calienta al aire ó en el gas oxí-

geno. El per-fosfuro de platino tiene un color gris como el del acero, y un poco de brillo metálico: se compone de 100 partes de platino, y de 42,85, de fósforo. Se obtiene descomponiendo el hidro-clorato amoniaco de platino con dos tercios de supeso de fósforo. El *azufre* se puede unir directamente con este metal, segun los experimentos de DAVY; se forma una masa de color gris azulado que contiene 19,04 por 100 de azufre. Si se funde en un crisol de platino sulfuro de potasa (hígado de azufre), se advierte que al cabo de cierto tiempo se produce una materia negruzca: si se pone en agua la mezcla, se precipitan agujas negras, brillantes, que mira VAUQUELIN como sulfuro de platino; pues cuando se calientan al aire, se desprende gas ácido sulfuroso, y queda el platino aislado: la disolucion del sulfuro de potasa en el agua que se obtiene por este medio contiene tambien platino. Existen tambien otros dos sulfuros de platino: el uno contiene 28,21 de azufre, y el otro 38,8.

Los *ácidos simples* no ejercen accion alguna sobre este metal: el agua regia lo disuelve, y obra sobre él como sobre el oro, con la diferencia de que obra muy bien sobre este ultimo cuando no señala mas que 10° ú 11° en el areómetro, mientras que no tiene accion alguna sobre el platino á menos que esté á 15° ó 16; su disolucion es un hidro-clorato.

El platino se puede aligar con casi todos los metales. Unido con diez veces su peso de *arsénico*, da un producto blanquecino, muy frágil, fundible á un calor un poco superior al rojo: calentada al contacto del aire se descompone esta aligacion, se volatiliza el arsénico en estado de óxido blanco, y queda el platino. JEANNETY se aprovechó de esta propiedad para extraer el platino de su mineral; pero el metal que se obtiene de este modo nunca queda limpio de materias extrañas. Calentado fuertemente con el oro, da una aligacion mas fundible que este, sin accion sobre el aire, ni sobre el gas oxígeno, y al cual ataca el ácido nítrico, fenómeno tanto mas extraordinario cuanto ninguno de estos metales tiene por sí solo accion sobre este ácido: esta aligacion es todavía mas notable en cuanto á que tiene el mismo color de platino, aun cuando se componga de una parte de metal, y de once partes de oro.

La atacan la potasa, la sosa, ó el nitrato de potasa, fundidos en un crisol de platino, y se forma un polvo negro, que

puesto en contacto con el ácido hidro-clórico, se trasforma inmediatamente en hidro-clorato de platino y de potasa ó de sosa. La facilidad con que obran sobre este metal estas sustancias, el fósforo y el hígado de azufre disminuyen mucho las ventajas que se creyó al principio poder sacar de los crisoles de platino en las operaciones químicas.

Sirve el platino para hacer retortas, crisoles, platillos y diferentes utensilios de cocina: seria de desear que se pudiese obtener con bastante economía para que fuese general su uso; porque es el menos fundible y el menos alterable de todos los metales conocidos: lo comienzan á usar en calderas en que se concentra en grande el ácido sulfúrico; y aun se ha llegado en estos últimos tiempos, por un método que se conserva secreto, á soldar dos botones de platino, sin añadir ningun otro metal, lo que puede llegar á ser de muy grande utilidad para componer los vasos de este metal que tienen agujeros.

Extraccion. La platina mineral contiene, 1^o platino, rodio, paladio, cobre, plomo, mercurio, hierro, azufre, osmio, iridio, cromo y titano. Se opera sobre ella con 5 ó 6 veces su peso de una mezcla hecha de 3 partes de ácido hidro-clórico, y una de ácido nítrico (agua regia); se obtiene una disolucion morena amarillenta que se decanta: se hace hervir el mineral repetidas veces con nueva cantidad de agua regia, hasta que ya no tenga accion sobre él: en esta operacion se acidifica el azufre, se oxida la mayor parte de los metales, y se disuelven algunos de ellos: queda en el fondo de la retorta un polvo. La disolucion A contiene sales de platino, de rodio, de paladio, de cobre, de plomo, de mercurio, de hierro, de un poco de iridio y de osmio; contiene ademas ácido sulfúrico: el residuo negro pulverulento B se forma de iridio, de osmio, de arena, de un poco de alumina, de óxido de hierro, de óxido de cromo y de óxido de titano: estos tres últimos estan unidos entre sí, y no se disuelven en el agua regia; finalmente, el líquido C, condensado en el recipiente, contiene segun los experimentos de LAUGIER, mucho ácido y cierta cantidad de osmio.

Exámen del residuo B. Se calienta en una retorta con dos veces su peso de nitrato de potasa; cuando esté este enteramente descompuesto, se halla el residuo formado de potasa, de ácido crómico, de óxido de osmio, de óxido de iridio, de óxido

de hierro y de óxido de titano, de sílex y de un poco de alumina; se opera sobre él con agua tibia y se obtiene (1) una disolución D, formada de potasa, de ácido crómico, de óxido de osmio, de un poco de óxido de iridio, de óxido de titano, de óxido de hierro, de alumina y de sílex; y un residuo R compuesto de óxido de hierro, de óxido de titano, de iridio, y de algo de sílex.

Se echa en la disolución D bastante ácido nítrico para saturar la potasa, y se precipitan copos verdes, que forma el óxido de *iridio*, el óxido de titano, el óxido de hierro, la alumina, el sílex, y á veces algo de óxido de cromo: el líquido amarillo contiene cromato y nitrato de potasa, y óxido de osmio; se filtra, se satura el exceso de potasa con un poco de ácido nítrico, y se dilata; por este medio se volatiliza el óxido de *osmio* con agua, y se puede recoger en un recipiente rodeado de hielo; se mezcla con un poco de ácido hidro-clórico, y se separa el *osmio* por medio de una lámina de zinc que se apodera del oxígeno del óxido de osmio: se lava el metal y se funde. Para obtener el *iridio* se pone en contacto por muchos dias el residuo R con un exceso de ácido hidro-clórico, dilatado en la mitad de su peso de agua, y se obtiene un líquido de color verde subido L, y un residuo azulado T. Este residuo, si se opera sobre él repetidas veces con el nitrato de potasa, acaba por disolverse enteramente en el ácido hidro-clórico frio, lo que aumenta la cantidad del líquido verde L. Este se compone de hidro-clorato de hierro, de titano y de *iridio*. Se hace hervir largo tiempo en ácido nítrico; se dilata en mucha agua, y se neutraliza con amoníaco; entonces se hace hervir, y se obtiene un precipitado de óxido de titano y de un poco de óxido de hierro; se lava bien el precipitado, se concentran los líquidos por la evaporación, y se opera sobre ellos con una disolución de hidro-clorato de amoníaco, que forma un precipitado negro cristalino de hidro-clorato de amoníaco y de iridio, que basta lavar y calcinar para tener el *iridio* puro, porque el hidro-clorato de amoníaco se desprende con el oxígeno y el ácido hidro-clórico, que

(1) Una porción de óxido de osmio se volatiliza y condensa en el recipiente.

estaban combinados con el metal. El líquido contiene entonces hidro-clorato de hierro, de titanio, y cierta cantidad de hidro-clorato de *iridio* que no se ha precipitado enteramente: se dilata en mucha agua; se le echa amoníaco, y se separan inmediatamente los óxidos de hierro y de titanio: se filtra, y por evaporacion se obtiene hidro-clorato de amoníaco y de iridio, que se calcina para obtener una nueva porcion de iridio.

La disolucion A, que contiene el platino, el paladio, el rodio y otros metales, se debe evaporar y concentrar para separar el exceso de ácido: se dilata en diez veces el peso de agua, y se le echa un exceso de disolucion concentrada de hidro-clorato de amoníaco; se produce inmediatamente un precipitado amarillo de hidro-clorato de amoníaco y de platino, que se lava y se calienta hasta el calor rojo para volatilizar la sal amoníaco, el ácido hidro-clórico y el oxígeno, y se obtiene el platino en una masa esponjosa. Basta aligar esta masa con $\frac{1}{8}$ de arsénico y calentarla despues gradualmente hasta el rojo blanco, al contacto del aire, para tener el platino en barras: el arsénico que se emplea para hacer fundible el platino, pasa al estado de óxido, y se volatiliza.

La disolucion A, de la que se ha separado el platino, contiene varios metales, entre los cuales se halla el *paladio* y el *rodio*, y aun cierta cantidad de *platino*. Se meten en ella láminas ó planchas de hierro, y se obtiene un precipitado negro compuesto de hierro, cobre, plomo, mercurio, paladio, iridio, rodio, osmio, y platino: estos cinco últimos metales parece que estan combinados y oxidados. Se opera en frio con el ácido nítrico, que disuelve el hierro, el cobre, el plomo, el mercurio y un poco de paladio; el residuo se pone en contacto con el ácido hidro-clórico á la temperatura ordinaria, que disuelve mucho hierro, cobre, un poco de paladio, de platino y de rodio; se comienza á operar con el ácido nítrico, y con el ácido hidro-clórico, hasta que ya no tenga accion; el residuo contiene la mayor parte del rodio, del cloruro de mercurio, del mercurio, del cloruro de cobre, del hierro y del cobre. Se lava, se hace secar bien, y se volatiliza mercurio, cloruro de cobre, cloruro de mercurio, y acaso un poco de óxido de osmio; se hace calentar dos veces diferentes con agua regia concentrada, que disuelve la mayor parte: la porcion no disuelta contiene mucho iridio.

El líquido obtenido con el agua regia, que contiene platino, rodio, paladio, iridio, hierro y cobre, se evapora hasta la consistencia de jarabe; se dilata en diez veces su peso de agua, y se precipita con una disolución concentrada de hidroclorato de amoniaco, á fin de precipitar *platino* en estado de hidroclorato doble; se filtra y se evapora de nuevo casi hasta sequedad; se dilata en agua, y se separa todavía una porción de la misma sal de color rojo de granada, que le da un poco de hidroclorato de iridio. A este líquido, privado de todo el platino, lo pone ácido un poco de ácido hidroclórico; entonces se satura con amoniaco, y aparece un precipitado cristalino de hermoso color de rosa, formado por el subhidroclorato de *paladio*, que basta lavar y calcinar para extraer el metal.

Precipitada así la disolución que contiene todavía rodio, y los demas metales que hemos dicho, se evapora hasta que pueda cristalizar al enfriarse, se escurren los cristales y se pasan varias veces por alcohol de 36°, que disuelve los hidrocloratos de hierro, de cobre y de paladio, no separados, y queda un polvo rojo, que es hidroclorato de rodio amoniacal; se disuelve en una corta cantidad de agua y de ácido hidroclórico, para separarlo de un poco de hidroclorato de amoniaco y de platino que puede contener; se hace evaporar la disolución, y se calienta hasta el calor rojo para obtener el *rodio*. Este método es de VAUQUELIN. Hay otro de WOLLASTON, por el cual se pueden obtener muy bien estos diferentes metales, que es muy diferente del que precede (V. *Anales de química*).

El líquido C, condensado en el recipiente, contiene mucho ácido y óxido de osmio; se satura el ácido con una leche de cal, y se destila la mezcla; el óxido de osmio se volatiliza (LAUGIER).

DE LOS OXIDOS DE PLATINO.

760. CHENEVIX y BERZELIUS admiten dos óxidos de platino: segun el segundo de estos químicos, es negro el protóxido, y compuesto de 100 partes de platino y de 8,287 de oxígeno; el deutóxido es amarillo naranjado, y compuesto de 100 partes de metal, y de 16,38 de oxígeno. Se han estudiado muy poco estos productos.

Preparacion. El protóxido y deutóxido de platino pueden ob-

tenerse segun BERZELIUS, el 1º tratando al sub-hidro-clorato de protóxido de platino con un exceso de potasa ó sosa, y el deutóxido, descomponiendo el deuto-sulfato de platino con el sub-carbonato de potasa, y no recogiendo mas que el primer precipitado, porque el que se forma despues es un sulfato con base de potasa y platino.

DE LAS SALES QUE FORMA EL DEUTOXIDO DE PLATINO.

No se conoce mas que el hidro-clorato de platino, y las sales dobles que él forma con la potasa, la sosa y amoniaco. Es verdad que se sabe existe un *sulfato de platino* amarillo naranjado, y un nitrato del mismo color, muy soluble en el agua y muy ácido.

761. *Hidro-clorato de platino*. Es producto del arte, que se puede obtener en cristales morenos, pero con mas frecuencia en forma de un líquido amarillo cuando es débil, y moreno cuando está concentrado; es rojo si contiene hidro-clorato de iridio; su sabor es estíptico y desagradable; enrojece la infusion de girasol, atrae la humedad del aire, y se disuelve muy bien en el agua. Calentado en vasijas tapadas, se descompone y da cloro, y gas ácido hidro-clórico, quedando aislado el metal. El *hidro-cianato* de potasa y de hierro (prusiato) y el sulfato de protóxido de hierro no enturbian su disolucion. El hidro-clorato de protóxido de estaño le da color rojo, y hace un precipitado rojo subido, aun cuando las disoluciones esten muy dilatadas; el deuto-hidro-clorato de estaño no lo altera en manera alguna. Los *hidro-sulfatos* precipitan la disolucion en negro; se ignora cual es la naturaleza de lo que deponen. La *infusion de nuez de agallas* hace un precipitado verde subido, que se pone mas claro poniéndolo al aire. La sosa y las sales de sosa no enturbian la disolucion, pero forman con ella un hidro-clorato doble soluble en el agua. La potasa, las sales de potasa (excepto el prusiato), el amoniaco y las sales amoniacales, la precipitan en amarillo de canario, siempre que no sean muy débiles las disoluciones: el precipitado es una sal doble de platino y de potasa ó de amoniaco. El hidro-clorato de platino sirve con frecuencia como reactivo para distinguir la sosa y las sales de sosa, de la potasa, y de las sales de potasa.

Preparacion. Se obtiene disolviendo en agua regia el platino puro.

762. *Hidro-clorato de platino y de sosa.* Es producto del arte; cristaliza en prismas aplastados, que suelen ser muy largos, de color amarillo naranjado, y á veces rojo. Es muy soluble en el agua, lo descompone el amoniaco y hace un precipitado amarillo de canario de hidro-clorato de platino y de amoniaco. No tiene usos.

763. *Hidro-clorato de platino y de potasa.* Es producto del arte; amarillo de canario, poco soluble en el agua; lo descompone el fuego y no tiene usos.

764. *Hidro-clorato de platino y de amoniaco.* Es como el precedente de color amarillo de canario; se puede obtener cristalizado, y entonces es rojizo: calentado en un crisol se descompone y se desprende el hidro-clorato de amoniaco; se obtiene cloro y agua, que se volatilizan, y queda platino en la forma de una masa porosa que se llama *espuma*, y que basta frotarla sobre un cuerpo duro para dejarla brillante. Si se hace ascua repetidas veces y se comprime con un volante, se obtiene platino en láminas.

DEL PALADIO.

El paladio se halla, 1.^o en la platina ó mineral de platino, donde está combinado con otros muchos metales: 2.^o unido á una corta cantidad de iridio en fibritas divergentes, en el mineral de platina del Brasil, que acompaña el oro nativo en granos.

765. El paladio es sólido, de color semejante al del platino, bien que es de un blanco mas mate: es maleable y dúctil; su peso específico es de 12, segun VAUQUELIN; no se puede fundir sino en un excelente fuego de forja, ó por medio del gas oxígeno; entonces entra en hervor, se volatiliza y parece que absorve una cantidad de gas oxígeno, á lo menos resultan *penachos* luminosos muy brillantes (VAUQUELIN). Se puede combinar con el *azufre* mediante el calor: el sulfuro es mas blanco y menos dúctil que el metal; se forma, segun BERCELIUS, de 100 partes de paladio, y de 28,15 de azufre. VAUQUELIN dice, que este sulfuro es blanco azulado, muy

duro, fácil de fundir; lo descompone el aire á una temperatura alta, en ácido sulfuroso y en paladio, y le cree formado de 100 partes de metal y 24 de azufre. El ácido *sulfúrico* hervido con paladio lo óxida, lo disuelve en parte, y toma un color azul. El ácido nítrico, y sobre todo el ácido nitroso, lo atacan tambien con el auxilio del calor, lo ceden una porcion de su oxígeno, y dan disoluciones rojas. El ácido hidroclórico lo disuelve igualmente al calor del hervor, y forma un hermoso color rojo. El verdadero disolvente del paladio es el agua regia que lo trasforma en hidro-clorato (V. Oro.)

Se puede unir á la potasa ó á la sosa mediante la fundicion. Puesto en contacto con el amoniaco líquido por algunos dias, oxida y toma el líquido un tinte azulado. Se puede aligar con muchos metales y puede como el platino, hacer que desaparezca el color del oro: la aligacion de estos dos metales es muy dura y tiene el color del platino. Ha servido para graduar el instrumento circular del observatorio de GREENWICH, que construyó TROUGHTON: en lo demas no tiene usos.

Extraccion. (V. Platino.)

DEL ÓXIDO DE PALADIO.

766. Este óxido, separado del hidro-clorato por un álcali, es rojo moreno, segun VAUQUELIN, soluble en el ácido hidroclórico, descomponible con el calor, y se forma, segun BERZELIUS, de 100 partes de paladio y de 14,209 de oxígeno. Segun VAUQUELIN pierde 20 por 100 y se vuelve metálico cuando se calienta. Se obtiene descomponiendo el hidro-clorato de paladio con la potasa ó la sosa.

DE LAS SALES DE PALADIO.

El sulfato de protóxido de hierro precipita las sales de paladio y este metal queda aislado. Los hidro-sulfatos solubles y el ácido hidro-sulfúrico hacen un precipitado moreno oscuro, que parece sulfuro de paladio. El hidro-clorato de protóxido de estaño da inmediatamente un precipitado negro. El hidro-cianato de potasa y de hierro (prusiato) hace un precipitado de color de aceituna. El sulfato, el nitrato y el

hidro-clorato de potasa las precipitan de color de naranja más ó menos subido. Todos los metales, excepto el oro, la plata, el platino, el rodio, el iridio y el osmio, precipitan el paladio en estado metálico. No se ha examinado mas que el hidro-clorato de paladio.

767. *Hidro-clorato neutro de paladio.* Es de color leonado; poco soluble en el agua, á la que da color amarillo; se disuelve muy bien en un exceso de ácido hidro-clórico, y entonces toma color rojo oscuro. Se obtiene calentando el hidro-clorato ácido.

768. *Hidro-clorato ácido de paladio.* Es rojo oscuro, no cristaliza en forma regular; evaporado pierde el exceso de ácido, y pasa al estado de hidro-clorato neutro: ni lo precipita la disolución dilatada del hidro-clorato de amoníaco; pero si los líquidos estan concentrados se produce una gran cantidad de agujas cristalinas amarillo-verdosas, que son *hidro-clorato amoniacal de paladio*: calentando la potasa con el hidro-clorato ácido de paladio, precipita todo el óxido en estado de hidrato, y forma copos rojos oscuros, que secándose pierden su volumen y adquieren un color negro brillante; de lo que se sigue que es imposible hacer por este medio una sal doble de paladio y de potasa. Para obtener esta sal es necesario, segun WOLLASTON, echar hidro-clorato de potasa en hidro-clorato ácido de paladio. Se prepara el *hidro-clorato ácido de paladio* disolviendo el metal en agua regia.

Hidro-clorato amoniacal de paladio ácido. Cristaliza en prismas cuadriláteros ó hexágonos prolongados, amarillo-verdosos y solubles en el agua. Cuando se satura el exceso de ácido de esta disolución con algunas gotas de amoníaco, se obtiene *sub-hidro-clorato de amoníaco de paladio*, que se precipita en una masa de muy hermoso color de rosa, formada de agujas muy delgadas, flexibles, muy brillantes y muy suaves al tacto. Calentada esta sub-sal fuertemente en una fragua, se descompone, da vapores de hidro-clorato de amoníaco, cloro y paladio que queda. Es tan poco soluble que despues de haber estado muchas horas en contacto con el agua, apenas la comunica un viso amarillo: se disuelve en el ácido hidro-clórico, mediante el calor, y da un líquido moreno amarillento.

Hidro-clorato de potasa y de paladio. Cristaliza en pris-

mas tetraedros, que parecen verdes claros al mirarlos transversalmente, y que son rojos mirados en el sentido de la direccion de su eje. Se disuelve en el agua y da un líquido rojo, que toma color de rosa, añadiéndole mas agua: el amoniaco lo descompone y precipita sub-hidro-clorato amoniacal de paladio, de muy hermoso color de rosa. Es insoluble en el alcohol (VAUQUELIN.)

Hidro-clorato de sosa y de paladio. Es rojo, delicuescente y muy soluble en el alcohol. Ninguna de estas sales tiene uso.

DEL RODIO.

El rodio no se ha encontrado hasta el dia sino en el mineral de la platina. Es blanco, poco diferente en el color del paladio, frágil y mas difícil de fundir que ningun otro metal: su peso específico parece ser de 11 con corta diferencia. No ejerce accion alguna sobre el gas oxígeno ni sobre el aire. Se puede obtener un sulfuro de rodio calentando azufre é hidro-clorato amoniacal de rodio: este sulfuro es blanco azulado, fundible y descomponible á la temperatura alta, por el aire ó por el gas oxígeno. Los productos de esta descomposicion son gas ácido sulfuroso y rodio: se forma, segun VAUQUELIN, de 74 partes de rodio y 26 de azufre. Es insoluble en los ácidos, sin exceptuar el *agua regia*; y como el rodio, que se halla en la platina, se disuelve en el *agua regia*, es menester decir que su disolucion pende de que está en el mineral aligado con otros metales (VAUQUELIN.) Se puede unir con muchas sustancias metálicas: cuando está aligado con 3 partes de bismuto, de cobre ó de plomo, se disuelve muy bien en el *agua regia*. No tiene usos. *Extraccion.* (V. Platino.)

DE LOS ÓXIDOS DE RODIO.

Apenas se conocen los diferentes óxidos de rodio: BERCELIUS admite tres, compuestos como sigue:

	metal.		oxígeno.
Protóxido	100	+	6,71
Deutóxido	100	+	13,42
Peróxido	100	+	20,13

DE LAS SALES DE RODIO.

Hidro-clorato de rodio. Segun HENRY, es esta sal de color de rosa, soluble en el agua y en el alcohol.

Hidro-clorato amoniaco de rodio. Es granujado, cristalino, muy brillante, y muy soluble en el agua fria: la solucion tiene un color rojo de púrpura semejante al de la cochinilla, ó al jugo de grosella recién sacado: con la potasa se descompone, se desprende amoniaco, y se forma un precipitado de color de rosa de sub-hidro-clorato de rodio y de potasa, soluble en un exceso de álcali, mediante el calor. Si se calienta el hidro-clorato amoniaco de rodio, se desprende hidro-clorato de amoniaco, cloro, y se obtiene el metal: si en lugar de calentarlo solo se une con el azufre, produce *sulfuro de rodio*.

Hidro-clorato de rodio y de potasa con exceso. Está en cristales amarillo-leonados, solubles en el agua: cuando se satura el exceso de potasa con el ácido hidro-clórico, hay un precipitado blanco amarillento poco soluble, que es hidro-clorato de rodio y de potasa neutro (VAUQUELIN.)

Segun HENRY no precipita las sales de rodio el hidro-clorato, ni el hidro-sulfato de amoniaco, ni el hidro-cianato de potasa, ni los carbonatos alcalinos; pero los álcalis separan de ellas un óxido amarillo, soluble en varios ácidos. Ninguna de estas sales tiene uso.

DEL IRIDIO.

Este metal no se ha hallado hasta el día sino en la mina de la platina. Es sólido, blanco gris, algo dúctil, duro, de un peso específico desconocido.

Es menos fundible que el platino, no se puede combinar directamente con el azufre, bien que hay un sulfuro de iridio en polvo negro aglutinado, que se obtiene calentando el azufre con el hidro-clorato amoniaco de iridio. Los ácidos simples no tienen acción sobre este metal, al que con mucha dificultad ataca el agua regia. Descompone el nitrato de potasa á una temperatura alta, se oxida y da un polvo negro, formado de potasa y de óxido de iridio. Calentado con el contacto del aire y potasa, se oxida también, se combina con el álcali,

y le comunica un color negro: la masa que resulta, puesta en el agua se disuelve en parte; la solucion es azul, y contiene protóxido de iridio; á veces es purpúrea, y entonces contiene algo de deutóxido. Se puede unir con el plomo, el cobre, el estaño &c., y formar aligaciones. El iridio no tiene usos.

Extraccion. (V. Platina.)

DE LOS ÓXIDOS DE IRIDIO.

VAUQUELIN es de opinion que se deben admitir dos óxidos de iridio; *protóxido* que forma con los ácidos sales azules, y el *deutóxido* que da disoluciones rojas.

DE LAS SALES QUE FORMA EL PROTÓXIDO DE IRIDIO.

Nunca son simples estas sales, segun VAUQUELIN; pues contienen siempre un exceso de álcali: todas son solubles en el agua: tienen color azul: cuando se hacen hervir mucho tiempo, se ponen verdes, moradas, purpúreas, y en fin rojo amarillentas. Los álcalis no las precipitan cuando estan puros. El cloro las hace tomar el color rojo purpúreo, pero si se pone la mezcla al aire vuelve á aparecer el color azul. Mezcladas con sulfato de alumina y un exceso de amoniaco, se descomponen y se obtiene un precipitado azul con un viso morado, en el que se halla todo el protóxido de iridio. VAUQUELIN, á quien debemos los hechos que acabamos de exponer, sospecha por este experimento, que el iridio es el principio colorante del zafiro oriental.

DE LAS SALES QUE FORMA EL DEUTÓXIDO DE IRIDIO.

Hidro-clorato de iridio. Es rojo cuando está concentrado: el amoniaco lo trasforma en una sal doble de color de púrpura tan subido, que parece carbon: unido con 50 partes de solucion de hidro-clorato de platino, le da color de tal manera, que si se precipita la mezcla con una disolucion de hidro-clorato de amoniaco, se obtiene un precipitado de color rojo de ladrillo; mientras que es amarillo de limon cuando se opera sobre la sal de platino solo (V. §. 761.)

Hidro-clorato de amoniaco y de iridio. Se puede obtener cristalizado: puesto á la accion del fuego se descompone y deja iridio: para disolverse exige 20 partes de agua á 14° (centíg.) La solucion es de color naranjado, tan intenso que basta, segun VAUQUELIN, una parte de esta sal para dar color á 40 mil partes de agua: el amoniaco la quita el color sin precipitarla; el sulfato de protóxido de hierro, el ácido hidrosulfúrico, el hierro, el zinc y el estaño metálicos, la ponen blanca en el instante; pero el cloro hace que vuelva á aparecer su color primitivo.

Hidro-clorato de potasa y de iridio. Cuando se mezcla hidro-clorato de potasa con hidro-clorato de iridio, se obtiene una sal que se puede hacer cristalizar en octaedros de color de púrpura tan intenso que parecen negros: es poco soluble en el agua, decrepita al fuego, se descompone y da por residuo iridio, é hidro-clorato de potasa (VAUQUELIN.) Ninguna de estas sales tiene uso.

FIN DEL TOMO PRIMERO.

Tabla del color de los óxidos secos ó hidratados, y de su solubilidad en la potasa, la sosa ó el amoniaco.

NOMBRES DE LOS ÓXIDOS.	COLOR DEL ÓXIDO		Solubilidad de los hidratos en la potasa ó so- sa en frio.	Solubilidad de los hidratos en el amoniaco en frio.
	SECO.	HIDRATADO.		
PRIMERA CLASE.				
Óxido de silicio.	blanco.	blanco.	soluble.	insoluble.
de zirconio,	idem.	idem.	idem.	idem.
de aluminio.	idem.	idem.	soluble.	poco soluble.
de itrio.	idem.	idem.	insoluble.	insoluble.
de glucinio.	idem.	idem.	soluble.	idem.
de magnesio.	idem.	idem.	insoluble.	idem.
SEGUNDA CLASE.				
Óxido de calcio.	blanco gris.	blanco.	insoluble.	insoluble.
de stroncio.	idem.	idem.	idem.	idem.
Protóxido de bario.	idem.	idem.	idem.	idem.
Deutóxido de bario.	gris verdoso.	no existe.	idem.	idem.
Protóxido de potasio.	gris azulado.	idem.	idem.	idem.
Deutóxido de potasio.	blanco.	blanco.	idem.	idem.
Tritóxido de potasio.	amarillo verdoso.	no existe.	idem.	idem.
Protóxido de sodio.	blanco gris.	idem.	idem.	idem.
Deutóxido de sodio.	blanco.	blanco.	idem.	idem.
Tritóxido de sodio.	amarillo verdoso.	no existe.	idem.	idem.
TERCERA CLASE.				
Protóxido de manganeso.	verde.	blanco.	insoluble.	soluble.
Deutóxido de manganeso.	negro.	idem.	
Tritóxido de manganeso.	negro.	idem.	
Óxido de zinc.	blanco.	blanco.	muy soluble.	muy soluble.
Protóxido de hierro.	color desconocido.	idem.	poco soluble.	poco soluble.
Deutóxido de hierro.	negro.	verde oscuro	idem.	idem.
Tritóxido de hierro.	rojo.	amarillo rojizo.	insoluble.	insoluble.
Protóxido de estaño.	gris negruzco.	blanco.	soluble.	idem.
Deutóxido de estaño.	blanco.	idem.	muy soluble.	soluble.
CUARTA CLASE.				
Óxido de arsénico.	blanco.	muy soluble.	muy soluble.
de molibdeno.	azul.	insoluble.	insoluble.
de cromo.	verde.	verde.	idem.	idem.
de tungsteno.	azul.	idem.	idem.
Protóxido de antimonio.	blanco.	blanco.	muy soluble.	soluble.
Deutóxido de antimonio.	idem.	idem.	idem.	idem.
Óxido de telurio.	idem.	idem.	soluble.	idem.
Protóxido de urano.	gris negro.	insoluble.	insoluble.
Deutóxido de urano.	amarillo limon.	amarillo pálido.	idem.	idem.
Protóxido de cerio.	blanco.	blanco.	idem.	idem.
Deutóxido de cerio.	moreno rojo.	idem.	idem.
Protóxido de cobalto.	gris negruzco.	rosa.	idem.	soluble.
Deutóxido de cobalto.	negro.	idem.	
Óxido de titanio.	blanco.	blanco.	muy soluble.	
Óxido de bismuto.	blanco amarillento.	idem.	insoluble.	insoluble.
Protóxido de plomo.	amarillo.	idem.	muy soluble.	idem.
Deutóxido de plomo.	rojo.	insoluble.	idem.
Tritóxido de plomo.	pulga.	idem.	idem.
Protóxido de cobre.	rojo.	amarillo anaranjado.	idem.	muy soluble.
Deutóxido de cobre.	negro.	azul.	idem.	idem.
QUINTA CLASE.				
Protóxido de nickel.	gris de ceniza negro.	verde blanquecino.	poco soluble.	soluble.
Deutóxido de nickel.	negro.	insoluble.	
Protóxido de mercurio.	color desconocido.	idem.	
Deutóxido de mercurio.	rojo amarillento.	amarillo canario.	poco soluble.	soluble.
Óxido de osmio.	blanco.	soluble.	idem.
SEXTA CLASE.				
Óxido de plata.	de aceituna subido.	de aceituna subido.	insoluble.	muy soluble.
de oro.	moreno.	idem.	soluble.
Protóxido de platino.	negro.	negro.	idem.	
Deutóxido de platino.	idem.	amarillo naranjado.	idem.	soluble.

Tabla de los precipitados que forman los álcalis, el ácido hidro-sulfúrico, y los hidro-sulfatos en las disoluciones salinas de las cuatro últimas clases.

Nombres de las disoluciones salinas.	Precipitados que hace la potasa y la sosa.	Precipitados que forma el ácido hidro-sulfúrico.	Precipitados que forman los hidro-sulfatos solubles.
Sales de manganeso al <i>minimun</i> .	precipitado blanco.....	no hay precipitado. . .	precipitado blanco.
de zinc.	idem.	precipitado blanco. . . .	idem.
de protóxido de hierro. . .	idem.	no hay precipitado. . .	negro.
de deutóxido de hierro. . .	verde oscuro.	idem.	idem.
de tritóxido de hierro. . .	rojo amarillento.	precipitado de azufre. . .	idem.
de protóxido de estaño. . .	blanco.	precipitado chocolate. . .	chocolate.
de deutóxido de estaño. . .	idem.	precipitado amarillo. . .	amarillo.
de arsénico.	amarillo.	idem.
de molibdeno.	moreno rojizo.
de cromo.	verde.	verde.
de tungsteno.
de columbio.	chocolate.
de protóxido de antimonio. .	blanco.	naranjado.	naranjado rojizo.
de deutóxido de antimonio. .	idem.	idem.	idem.
de telurio.	idem.	moreno oscuro.	moreno oscuro.
de deutóxido de urano. . . .	amarillo.	moreno.
de protóxido de cerio.	blanco.	no hay precipitado
de deutóxido de cerio.	idem.	moreno.
de cobalto.	azul.	idem.	idem.
de titano.	blanco.	idem.	negro,
de bismuto.	idem.	negruzco.	idem.
de plomo.	idem.	idem.	negro.
de protóxido de cobre.	amarillo naranjado.	moreno oscuro.	idem,
de deutóxido de cobre.	azul.	idem.	idem,
de nickel.	verde.	no hay precipitado. . .	idem.
de protóxido de mercurio. . .	negruzco.	negro.
de deutóxido de mercurio. . .	amarillo canario.	idem.	negro,
de osmio.
de platino.	aceituna subido.	negro.	negro,
de oro.	moreno.	idem.	idem.
de platino.	amarillo (no lo precipita la sosa).	idem.	idem.
de paladio.	idem.
de rodio.	rosa.	no hay precipitado. . .	no hay precipitado. (1)
de protóxido de iridio. . . .	no hay precipitado.

(1) Se ha de añadir á lo que acabamos de decir, 1.º que el ácido hidro-sulfúrico no precipita ninguna de las sales de las dos primeras clases: 2.º que los hidro-sulfatos solo precipitan dos; esto es, la de alúmina y la de zircona; el precipitado es blanco: 3.º que el amoniaco obra sobre las sales que componen esta tabla, como la potasa, excepto que esta precipita en blanco las que forma el deutóxido de mercurio: 4.º que á todas las sales de la primera clase las precipita en blanco la potasa, la sosa y el amoniaco.

Poca atencion basta para ver que hay cierto número de disoluciones metálicas de las cuatro últimas clases á las que precipitan los hidro-sulfatos, y que no enturbia el ácido hidro-sulfúrico; bien que no se pudiera anunciar este hecho de un modo general, sin inducir en error. GAY-LUSSAC tiene probado que el ácido hidro-sulfúrico solo no precipita las disoluciones metálicas antes mencionadas cuando no estan formadas por un ácido fuerte, como el sulfúrico, nítrico, &c.; pero que no hay una á que no precipite este reactivo, cuando es débil el que la compone, asi es que el ácido sulfúrico descompone particularmente, y precipita los acetatos, los tartratos, y los oxalatos de hierro y de manganeso. El mismo sabio ha demostrado tambien que las disoluciones salinas que no puede precipitar este reactivo, las puede precipitar, si se mezclan con el acetato de potasa, que las descompone y trasforma en acetatos.

Tabla de los precipitados que forma el hidrógeno perfosforado, el hidro-cianato de potasa y de hierro (prusiato), y la infusión de nuez de agallas en las disoluciones salinas de las cuatro últimas clases.

NOMBRES DE LAS DISOLUCIONES SALINAS.	Precipitados que forma el hidrógeno per- fosforado.	Precipitados que forma el hidro-cianato de potasa y de hierro.	Precipitados que forma la infusión de nuez de agallas.
Sales de manganeso	no hay precip.	blanco	no hay precipitad.
de zinc	idem	blanco	no hay precipitad.
de protóxido de hierro	blanco que azu- lea al aire	no hay precipita- do (1).
de deutóxido de hierro	azul claro	violado oscuro.
de tritóxido de hierro	no hay precip.	azul muy sub.	violado casi negro.
de protóxido de estaño	blanco	amarillento.
de deutóxido de estaño	blanco	idem.
de arsénico	blanco	un poco turbio.
de molibdeno	moreno	moreno oscuro.
de cromo	verde	moreno.
de tungsteno
de columbio	aceituna	naranjado.
de protóxido de antimonio	blanco	blanco amarillent.
de deutóxido de antimonio	blanco	blanco amarillent.
de telurio	no hay precip.	amarillo.
de deutóxido de urano	rojo de sangre.	chocolate.
de protóxido de cerio	blanco	amarillento.
de deutóxido de cerio	blanco	amarillento.
de cobalto	verde de yerba.	blanco amarillent.
de titano	rojo de sangre.	rojo de sangre.
de bismuto	blanco	naranjado.
de plomo	blanco pulve- rulento	blanco	blanco.
de protóxido de cobre	blanco	aceituna.
de deutóxido de cobre	moreno oscuro.	carmesí	moreno.
de nickel	verde manzan.	blanco verdoso.
de protóxido de mercurio	blanco que pasa á amarillo	amarillo naranjad.
de deutóxido de mercurio	moreno subido.	blanco idem.	amarillo naranjad.
de osmio	púrpura que pasa azul.
de plata	negro en copos.	blanco que azu- lea al aire	amarillo moreno.
de oro	púrpura subido	no hay precip.	moreno.
de platino	copos amarill	no hay precip.	verde oscuro.
de paladio	aceituna
de rodio	no hay precip	no hay precip.
de iridio

(1) El precipitado no tarda en verificarse, si la disolución está en contacto con el aire.

Tabla de sales de diferente naturaleza, que se deponen durante la evaporacion de una mezcla de dos disoluciones salinas.
(V. § 197, Accion de las sales solubles unas sobre otras).

Extracto de la obra de THENARD.

SALES mezcladas.	PROPORCIONES.	Precipitado.	EVAPORACION (1).		AGUA MADRE.
			SALES que provienen de la primera.	SALES que provienen de la segunda.	
Nitrato de cal. Sulfato de potasa.	1 1	Sulfato de cal.	Nitrato de potasa. Sulfato de cal.	Un poco de sulfato de potasa.	En corta cantidad.
<i>Idem.</i>	1 2	<i>Idem.</i>	Sulfato de potasa. Sulfato de cal.	Nitrato de potasa. Sulfato de potasa. Sulfato de cal.	En muy corta cantidad.
<i>Idem.</i>	2 1	<i>Idem.</i>	Sulfato de cal. Nitrato de potasa.	Nitrato de potasa. Muy poco de sulfato de cal.	Abundante (2).
Sulfato de sosa. Nitrato de cal.	1 1	<i>Idem.</i>	Nitrato de sosa.	Nitrato de sosa.	Abundante (3).

(1) Despues de haber puesto la disolucion á la accion del fuego por algun tiempo, se deja enfriar, para obtener cristales; despues se decanta el líquido que sobrenada, que se expone de nuevo á la accion del fuego &c.: resultan pues evaporaciones sucesivas; y estas evaporaciones son las que se designan con los nombres de *evaporacion primera, segunda* &c.

(2) Compuesto de nitrato de cal y de nitrato de potasa.

(3) Compuesto verosimilmente de sulfato y de nitrato de sosa.

Tabla de las principales sales que se descomponen mutuamente, y que por consiguiente no pueden existir juntas en un líquido.

Nombres de las disoluciones salinas.	Sales con que no pueden existir.
Sub-carbonatos de potasa, de sosa y de amoniaco. . . .	Ninguna de las sales solubles de la primera y de las 4 últimas clases. Las sales de barita, de stronciana y de cal.
Sulfatos solubles.	Las sales solubles de barita, de stronciana, de cal (1), de bismuto, de antimonio, de plomo, el proto-nitrato de mercurio.
Fosfatos y boratos solubles.	Las sales solubles de cal, de barita, de stronciana, de magnesia, de alumina, y de los óxidos de las cuatro últimas clases.
Hidro-sulfatos solubles. . . .	Las sales de alumina, de zircona, y de los óxidos de las cuatro últimas clases.
Hidro-cloratos solubles. . . .	Las sales solubles de plata, de protoxido de mercurio, y de plomo.
Hidriodatos solubles.	Las sales solubles de plata, de mercurio y de plomo (2).

(1) *Excepto el sulfato de cal.*

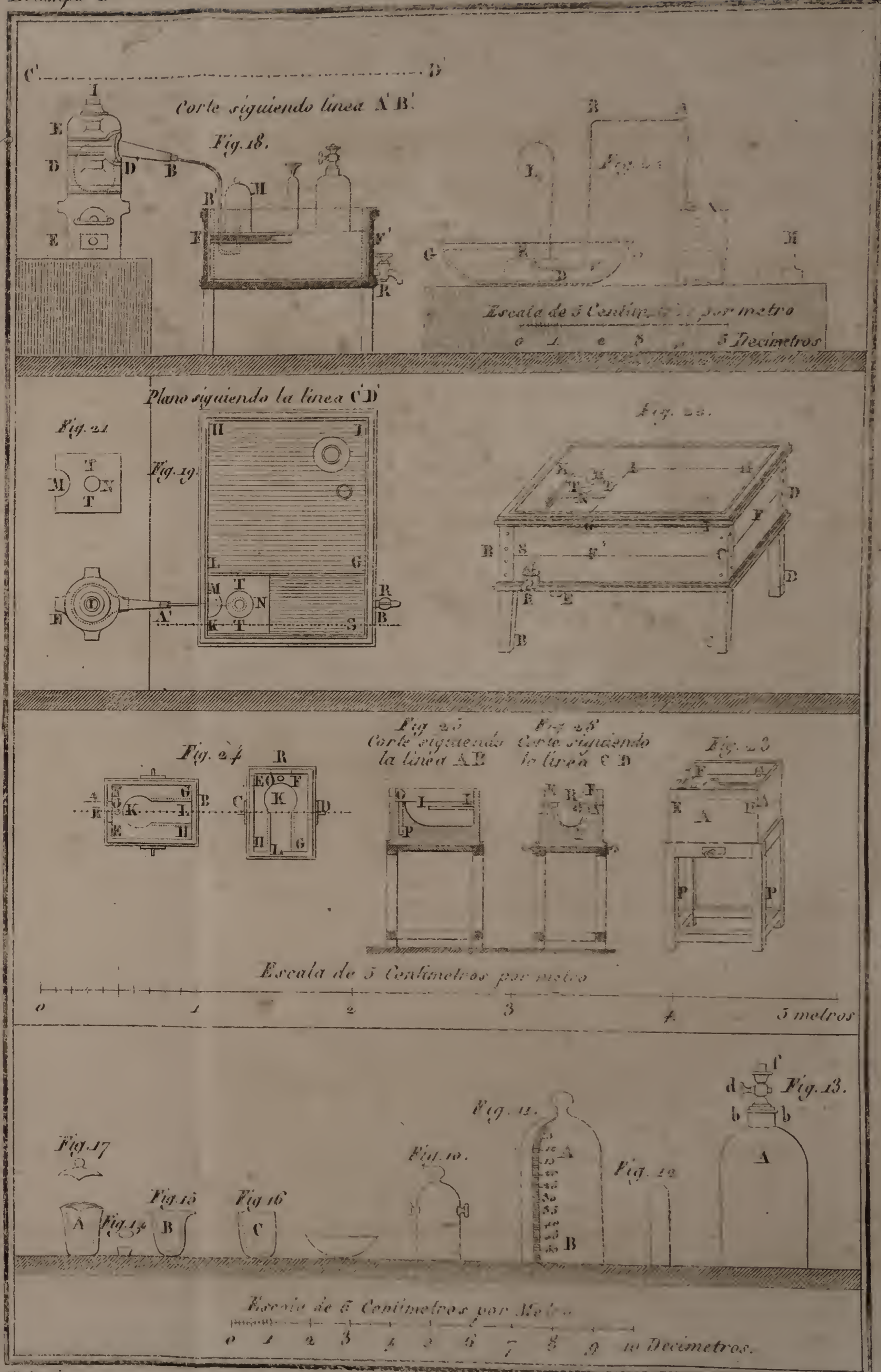
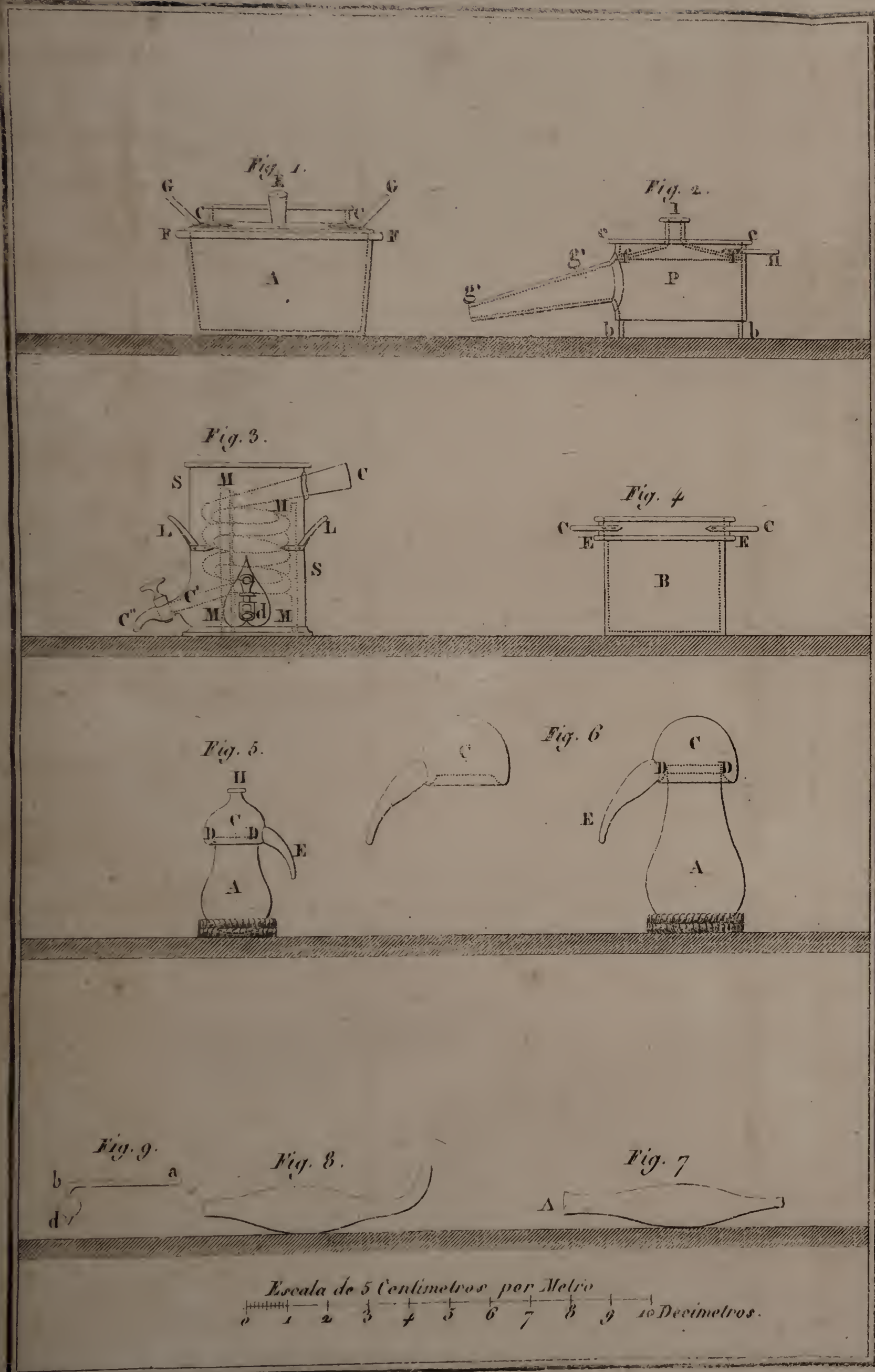
(2) *Si las disoluciones salinas de que hablamos estuviesen muy dilatadas en agua, podria suceder que algunas de ellas no se descompusiesen: en tal caso se pudieran hallar juntas en un líquido; pero su descomposicion se verificaria constantemente haciéndolas evaporar por algun tiempo.*

Tabla de las sales dobles que forman las sales de base de amoniaco, de potasa ó de sosa, y otra sal del mismo género

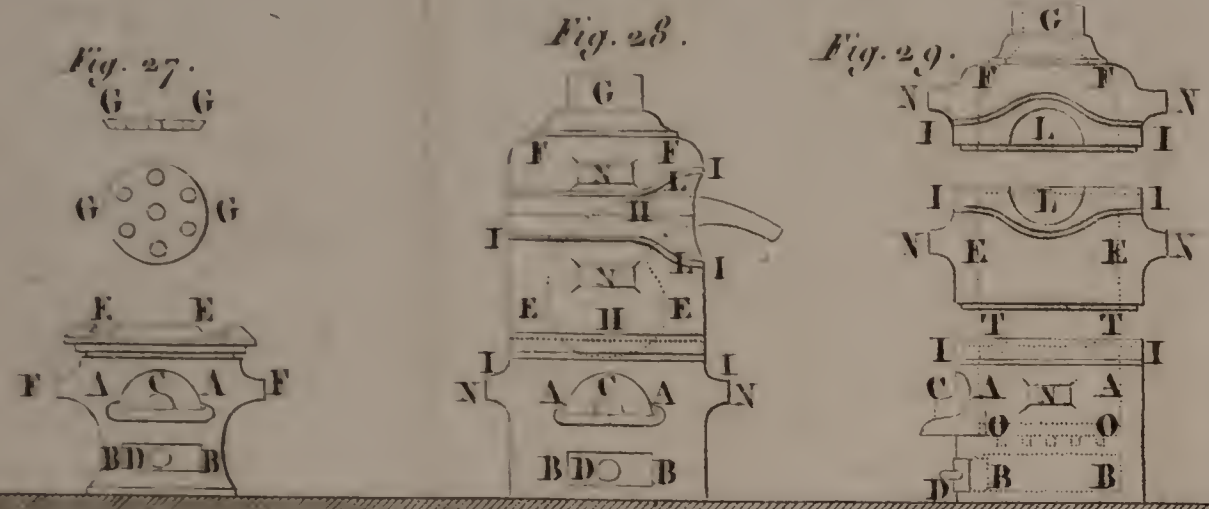
	Todas las sales de magnesia.	
Sales amoniacaes.	Las sales solubles de manganeso.	Poco solubles.
	de zinc.	
	de cobalto.	
	de cobre.	
	de nickel.	
	de deutóxido de mercurio.	
	de platino.	
Sales de potasa.	de ródio.	Poco solubles.
	de paladio.	
	de platino.	
	de oro.	
Sales de sosa. . .	Las mismas que las que se unen á las sales de potasa.	Muy solubles.

Tabla de algunas otras sales dobles.

Los sulfatos. . . .	de alumina y de amoniaco.	} Alumbres.
	de alumina y de potasa.	
	de potasa y de amoniaco.	
	de potasa y de magnesia.	
	de potasa y de hierro.	
	de potasa y de cerio.	
	de sosa y de amoniaco.	
	de sosa y de magnesia.	
	de nickel y de hierro.	
	de zinc y de hierro.	
de zinc y de cobalto.		
Los hidrocloratos.	de deutóxido de mercurio y de sosa.	}
	de amoniaco y de hierro.	
	de amoniaco y de plomo.	
	de estaño y de plomo.	
Los fosfatos. . .	de sosa y de amoniaco.	}
	de amoniaco y de hierro.	
	de cal y de antimonio.	
Los hidro-ftoratos	de potasa y de silex.	}
	de alumina y de sosa.	

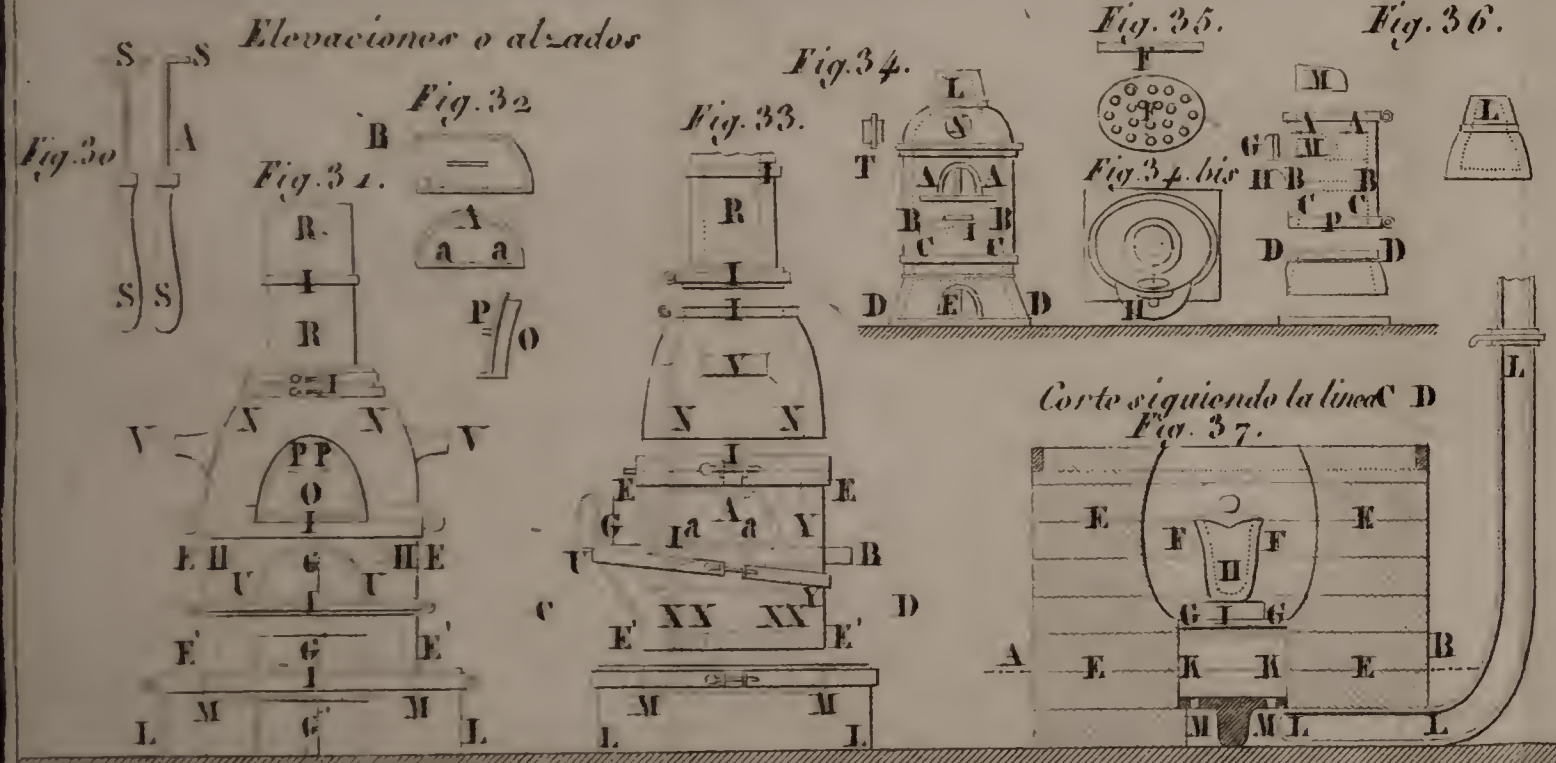


Elevaciones



Planos.

Elevaciones o alzados

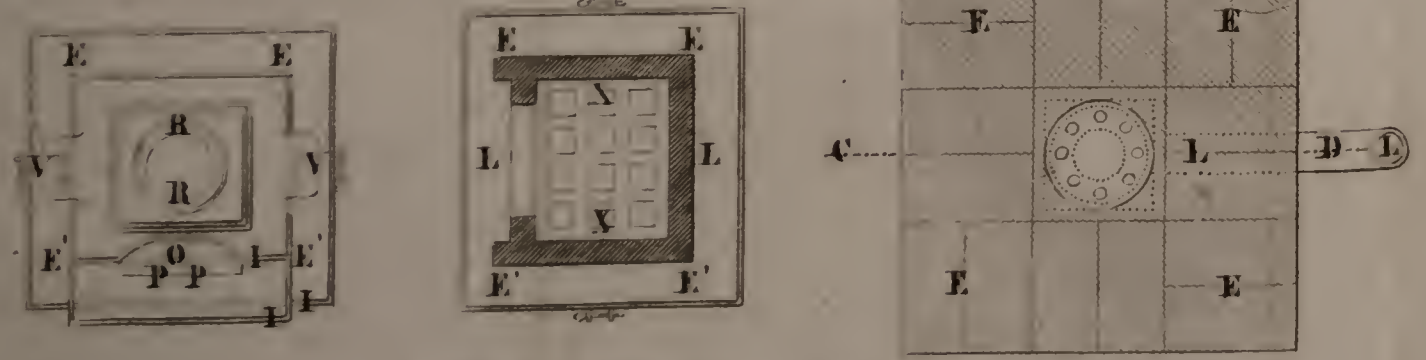


Corte siguiendo la línea C D Fig. 37.

Plano siguiendo la línea AB Fig. 31 bis.

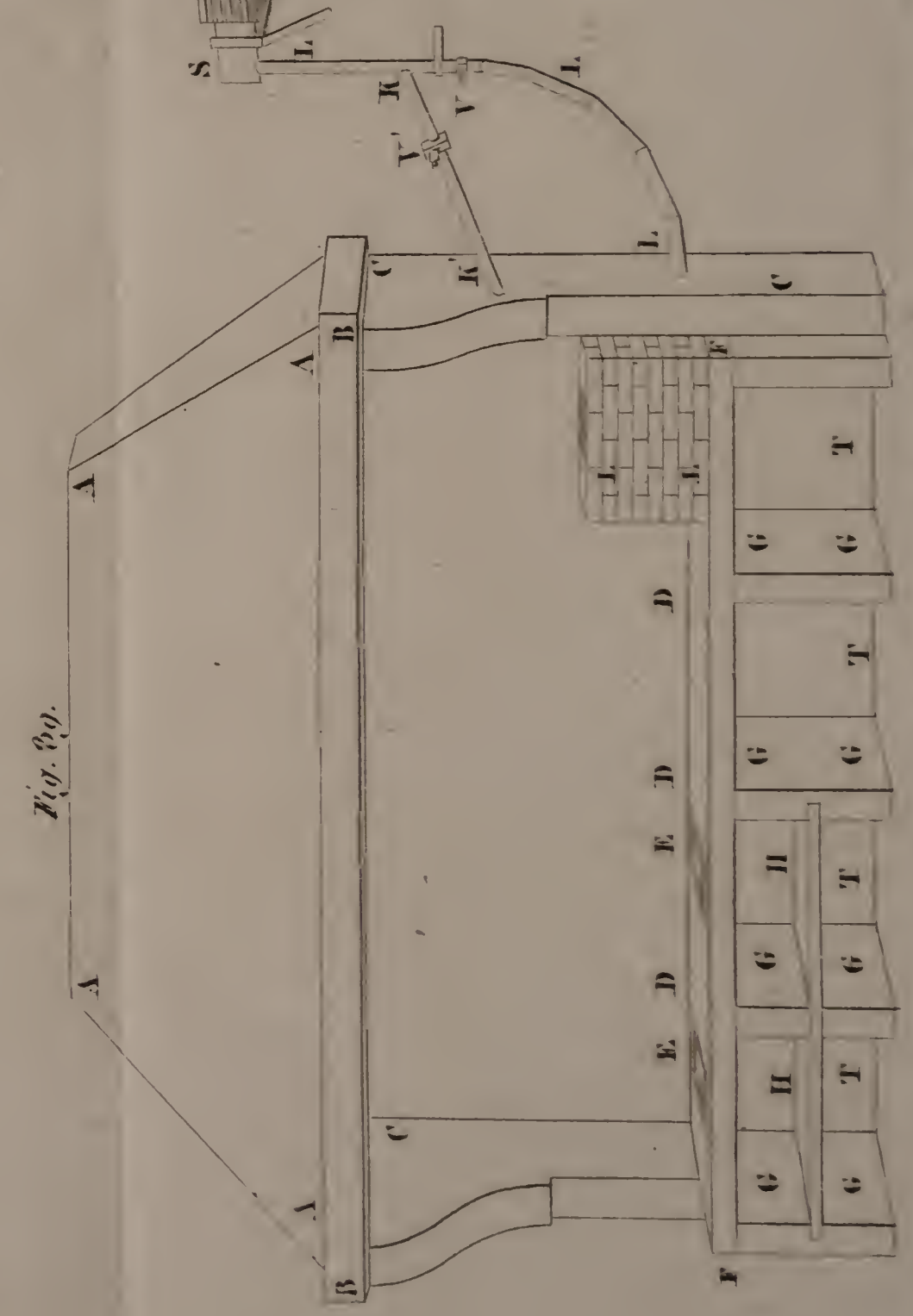
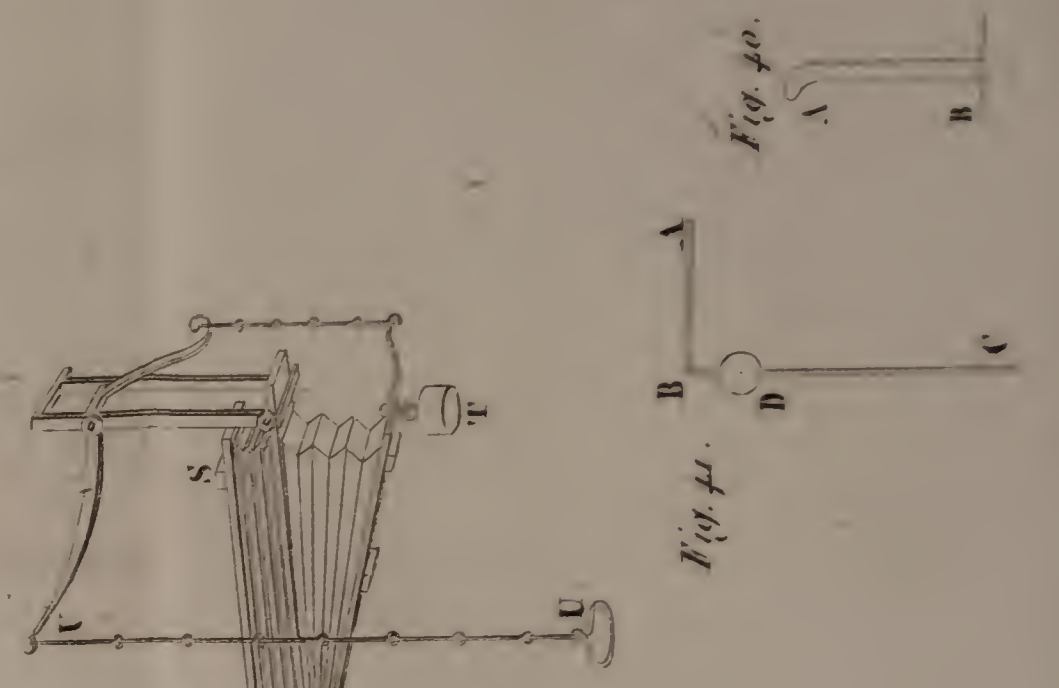
Plano siguiendo la línea CD Fig. 38.

Plano siguiendo la línea AD Fig. 37 bis.

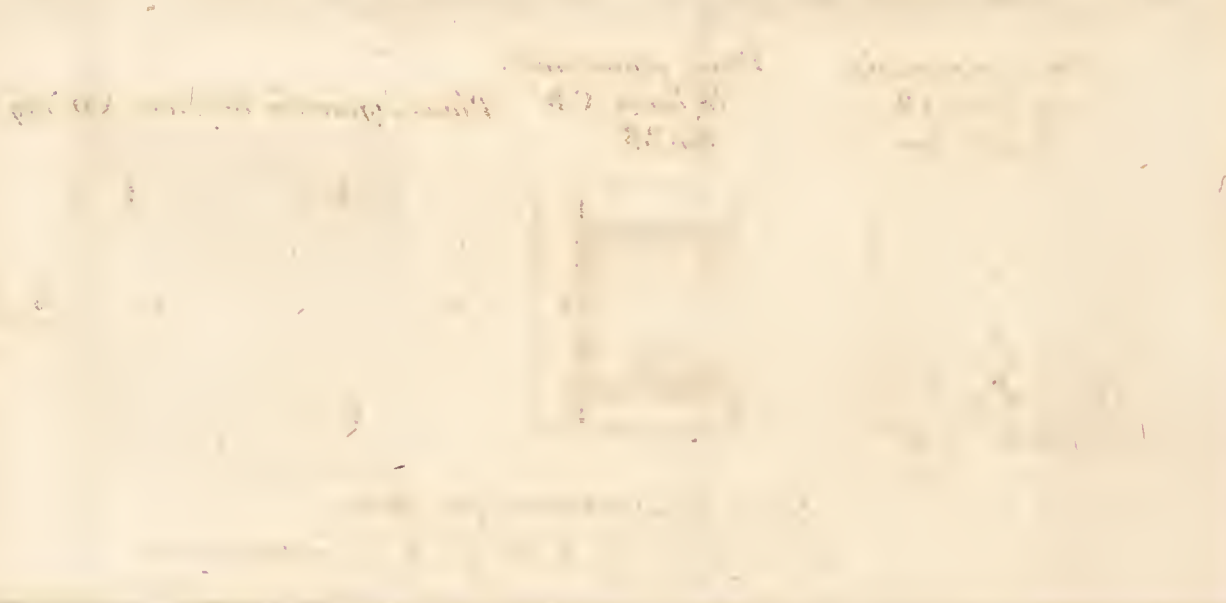
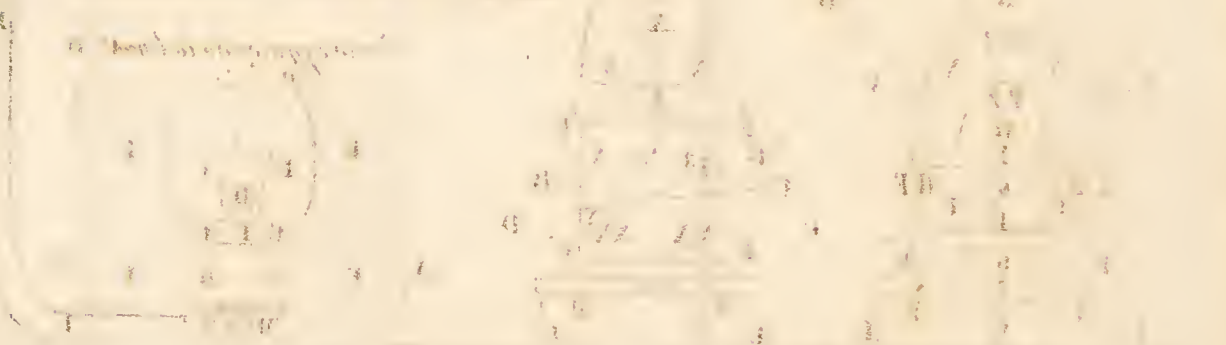
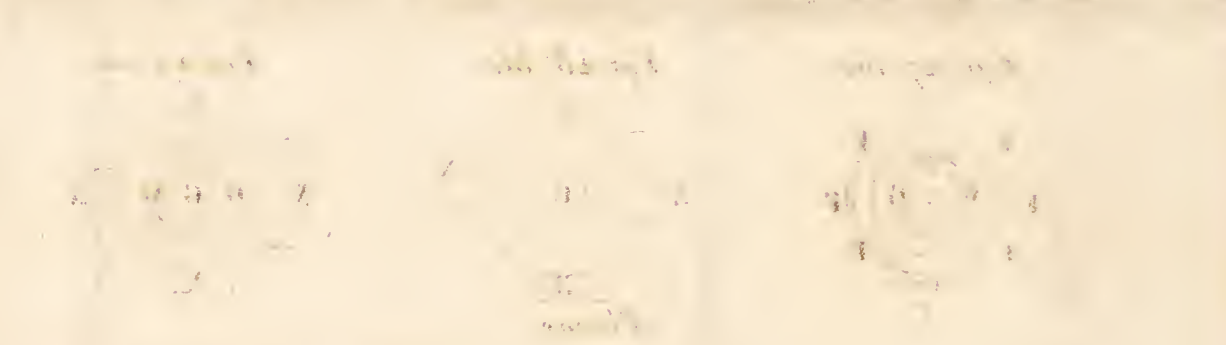
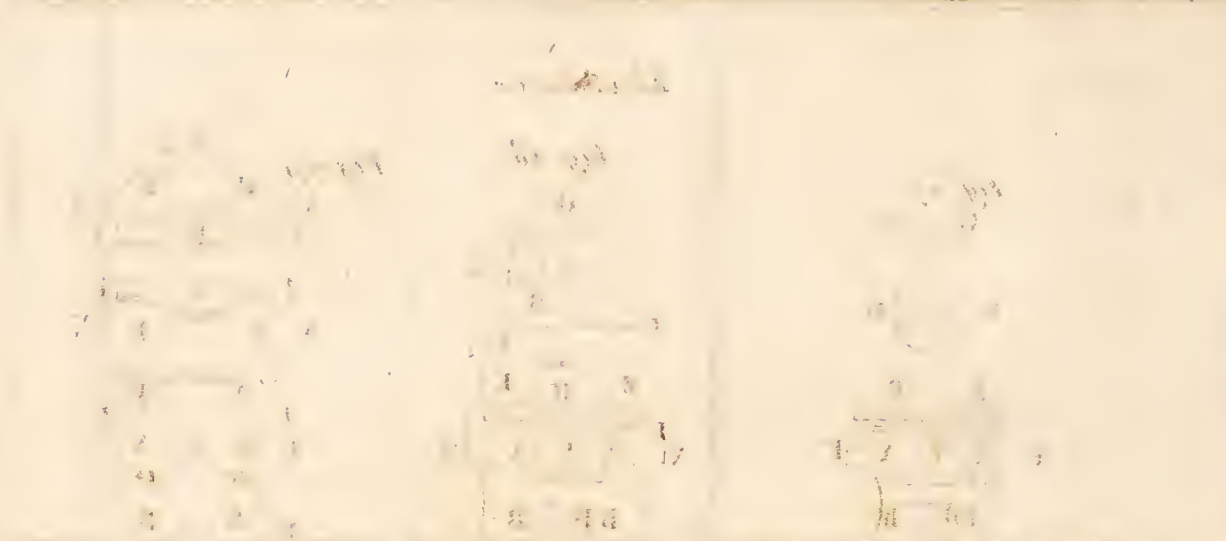


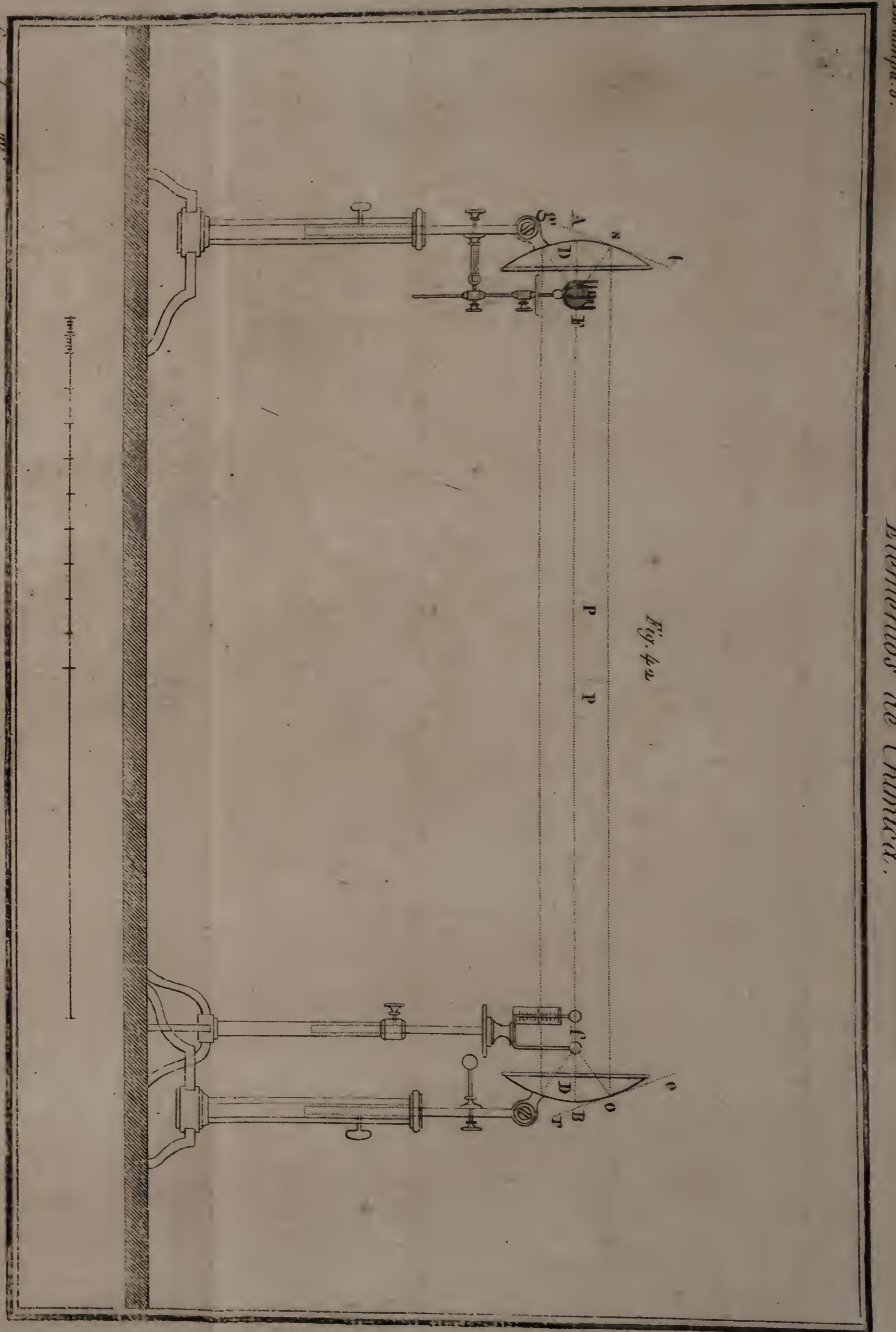
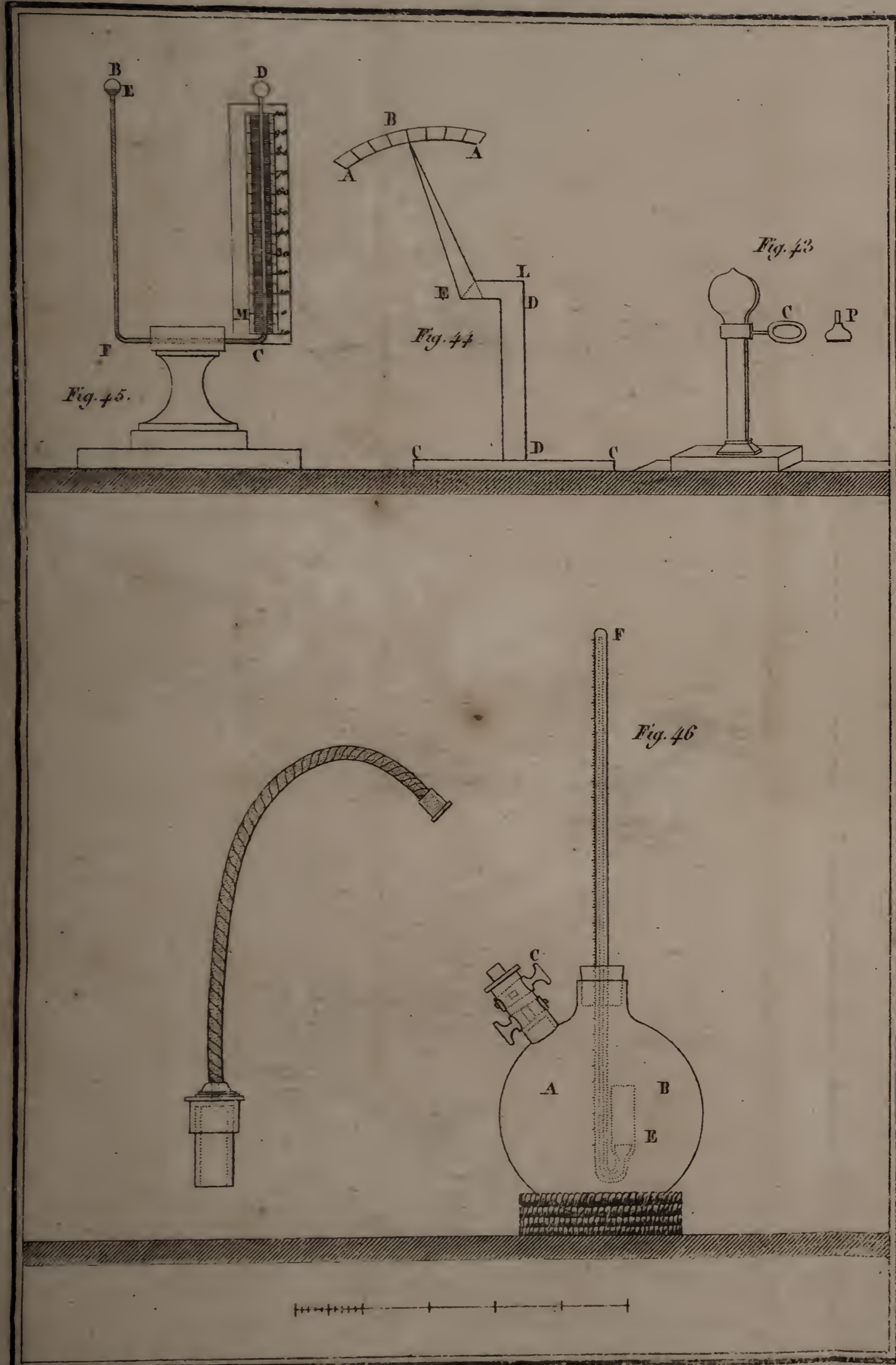
Escala de 4 Centímetros per Metro. 0 1 2 3 4 5 6 7 8 9 10 Decímetros.

Elementos de Química.



Escala de dos Centímetros per Metro para el tamaño mediano de las paralelas al plano del dibujo.



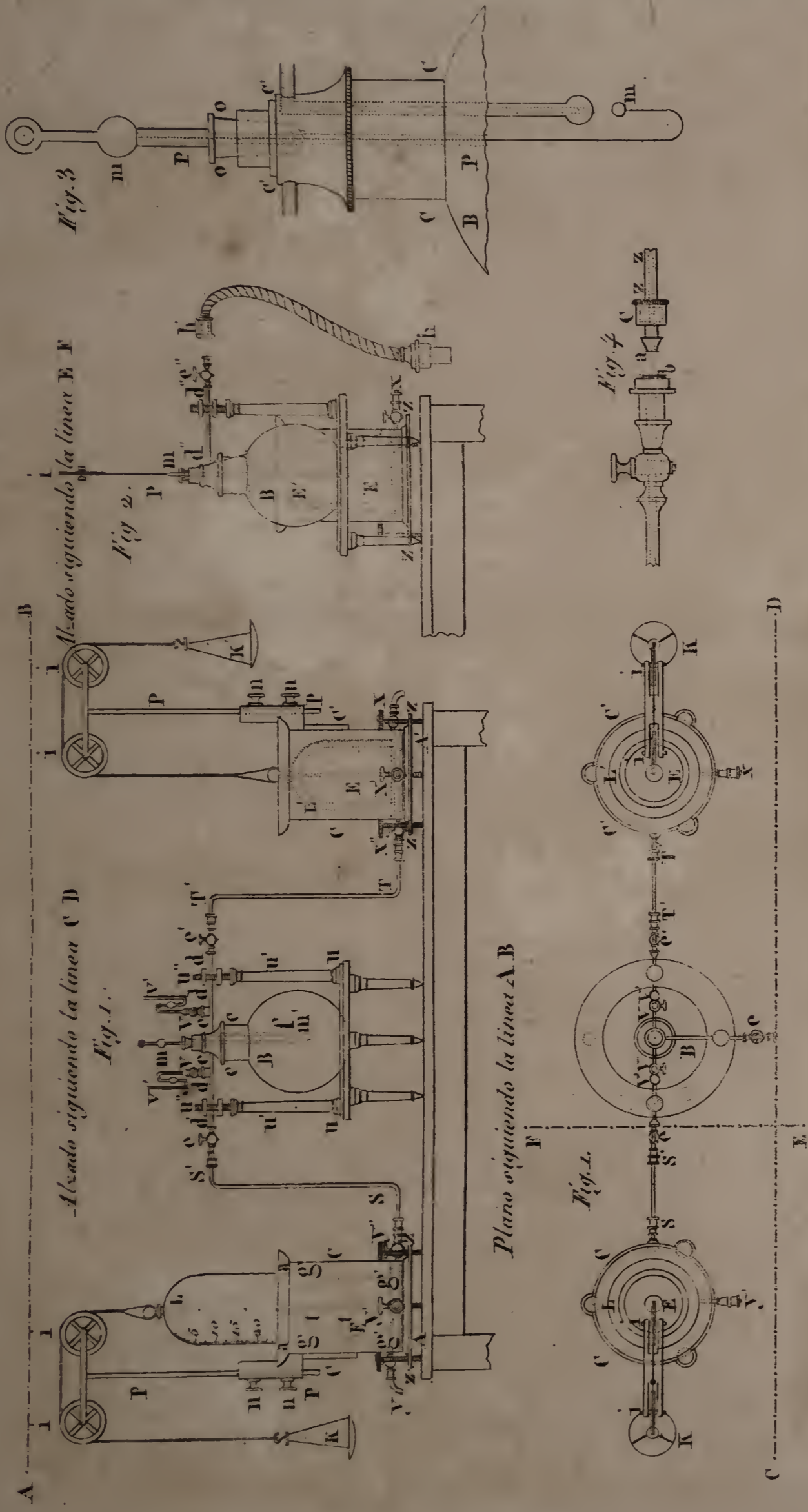


Handwritten text on the left margin, possibly a page number or reference.



Handwritten text on the left margin, possibly a page number or reference.

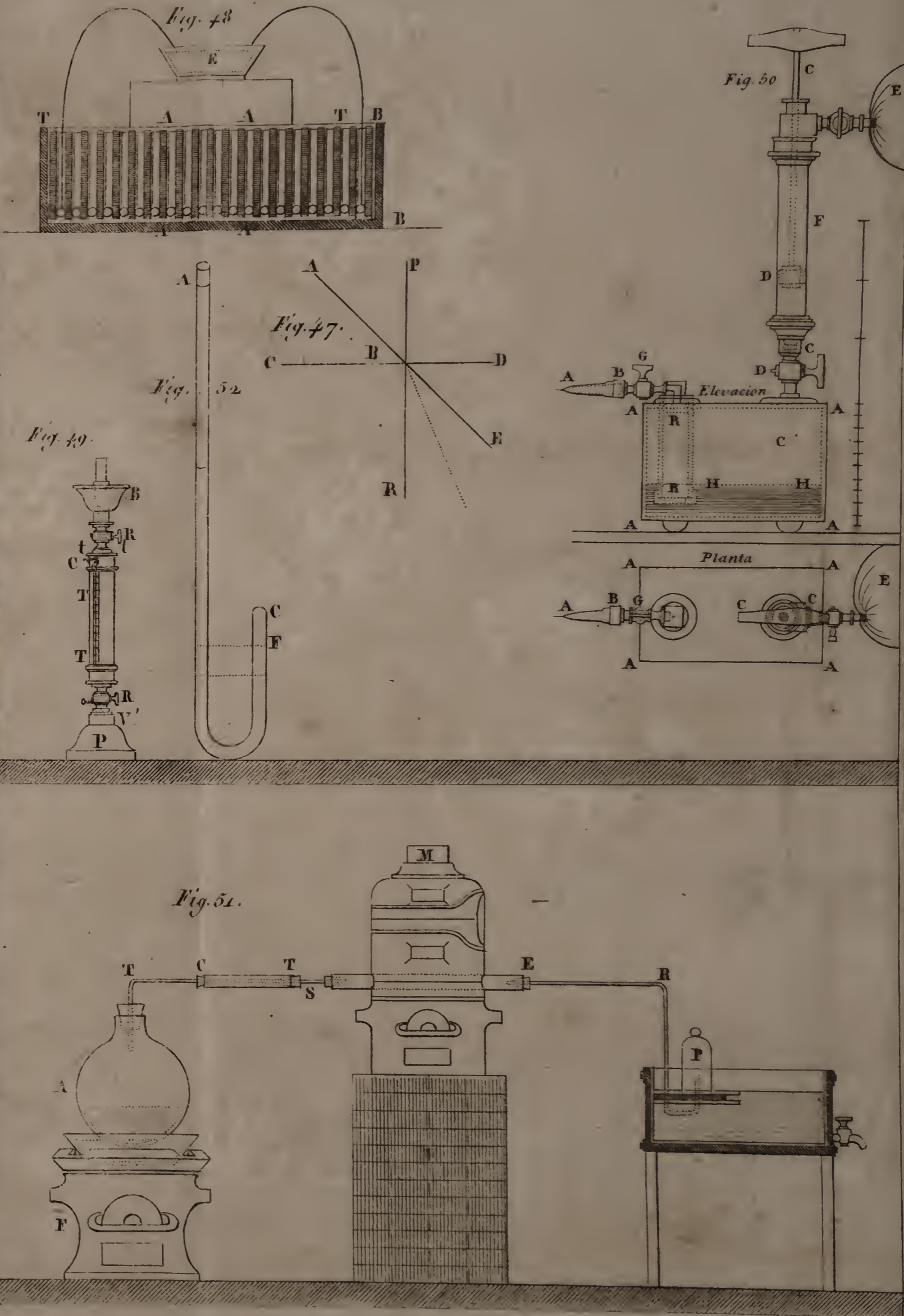




Escala de 4 Centímetros por Metro p. las Fig. 1 y 2.

Escala de 16 Centímetros por Metro p. las Fig. 3 y 4.

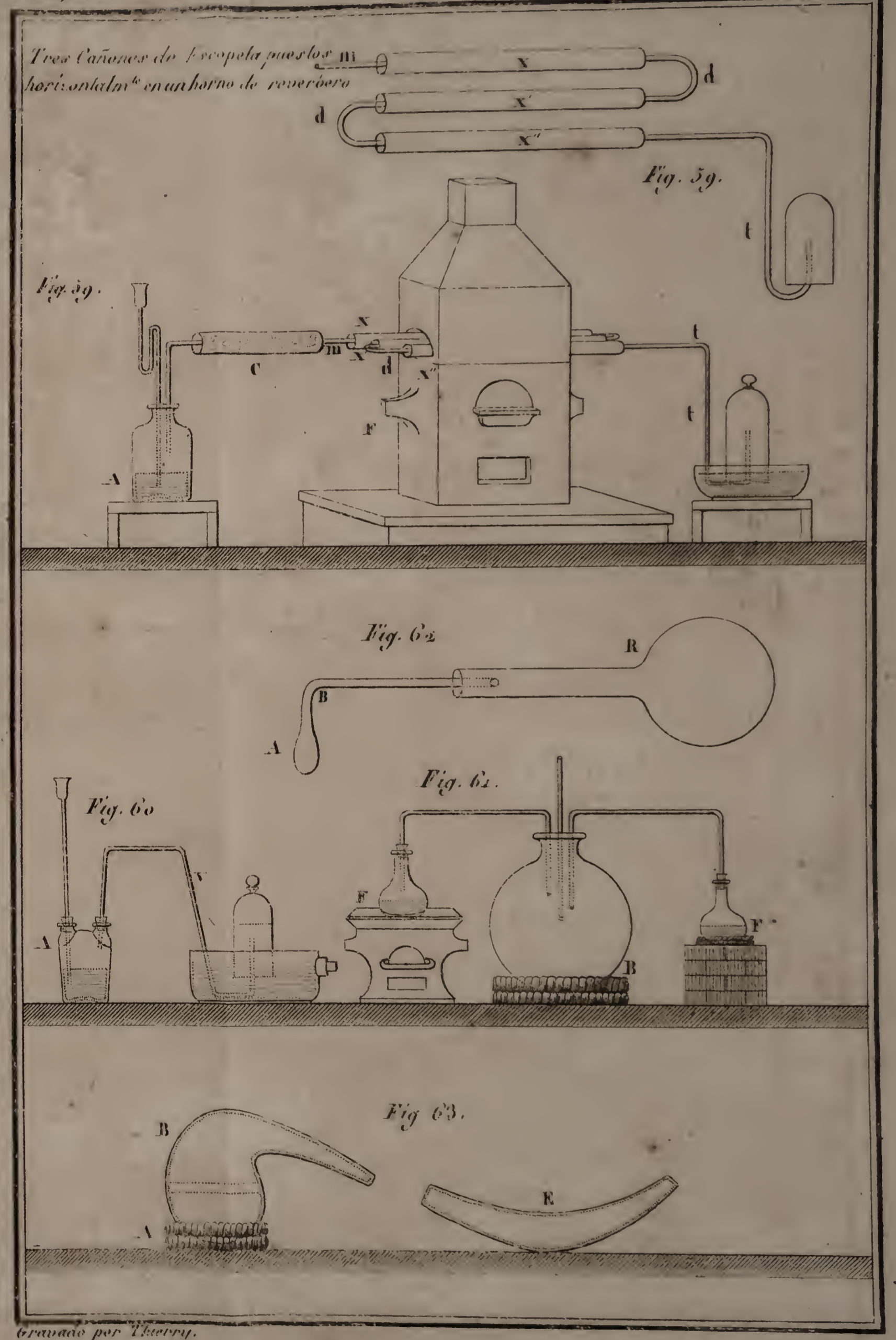
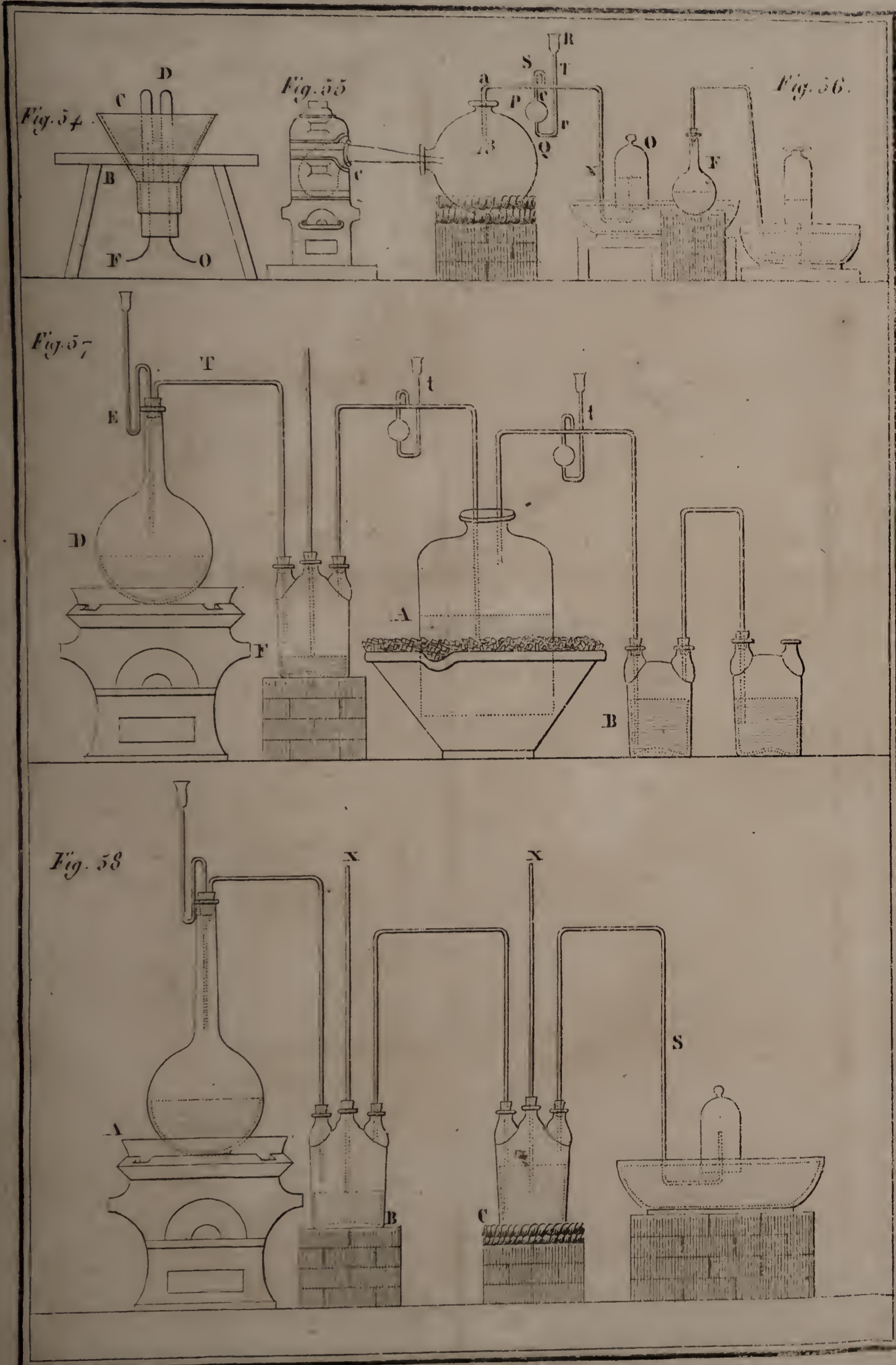
inventado por Thierri.

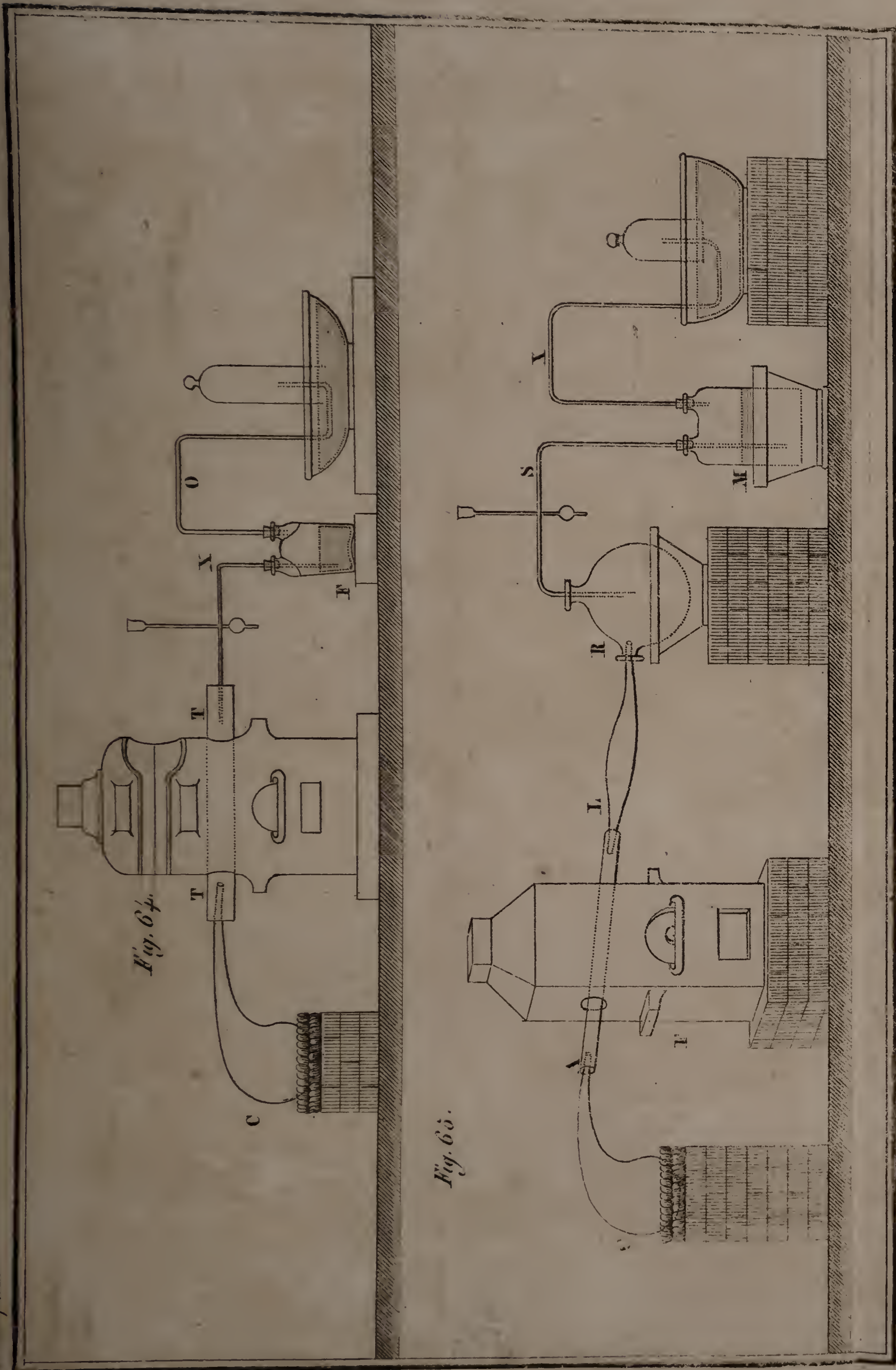


inventado por Thierri.

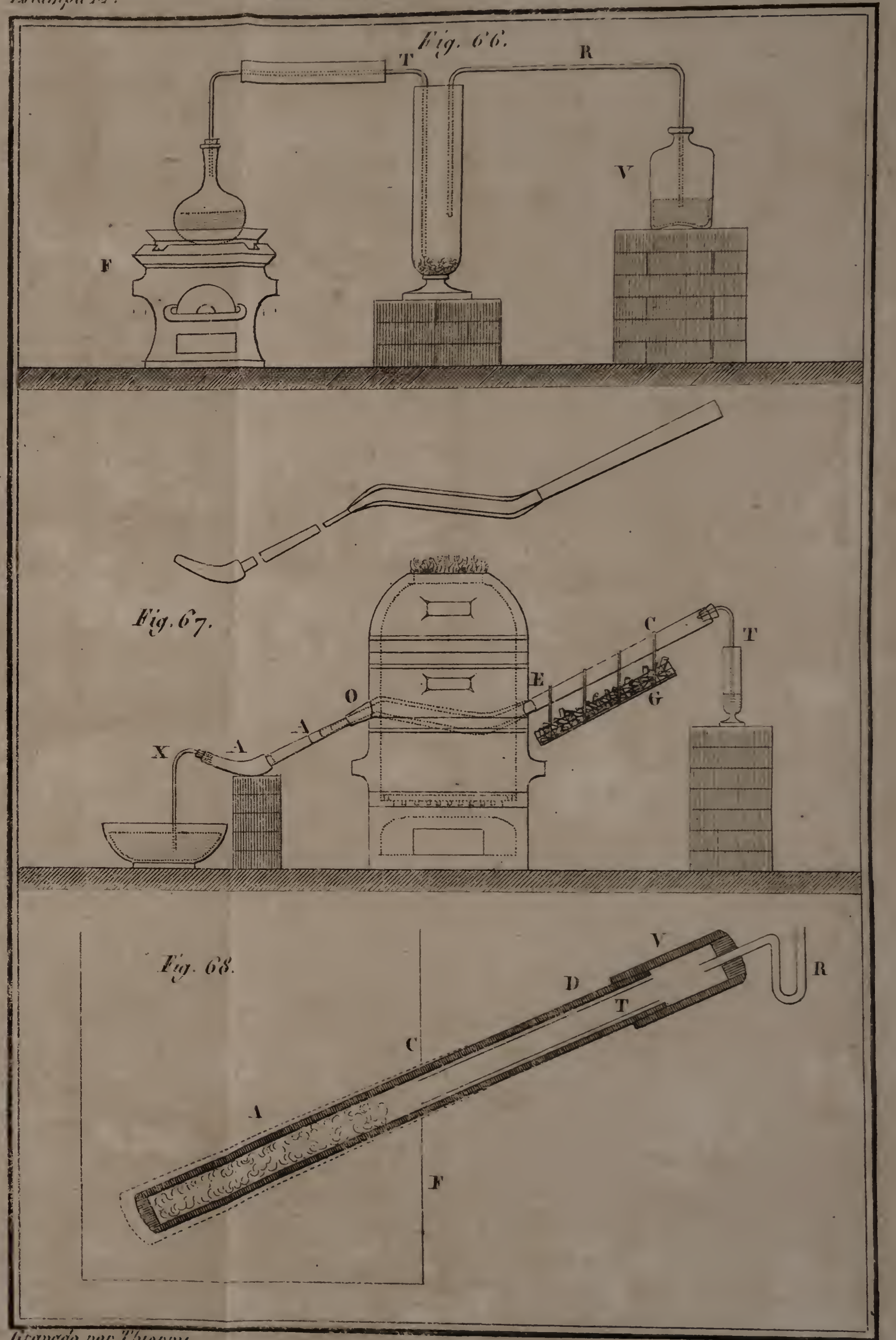
No.	Name	Rank	Company	Regiment
1	John Smith	Private	1st	1st
2	James Brown	Sergeant	2nd	2nd
3	William Jones	Private	3rd	3rd
4	Robert Taylor	Private	4th	4th
5	Thomas White	Private	5th	5th
6	George Black	Private	6th	6th
7	Richard Green	Private	7th	7th
8	Henry Lee	Private	8th	8th
9	Samuel King	Private	9th	9th
10	Benjamin Adams	Private	10th	10th
11	Joseph Baker	Private	11th	11th
12	Samuel Carter	Private	12th	12th
13	John Evans	Private	13th	13th
14	Robert Foster	Private	14th	14th
15	Thomas Gibson	Private	15th	15th
16	George Hall	Private	16th	16th
17	Richard Harris	Private	17th	17th
18	Henry Hill	Private	18th	18th
19	Samuel King	Private	19th	19th
20	Benjamin Lee	Private	20th	20th

Continued on next page





Gravado por Thierry.



Gravado por Thierry.

