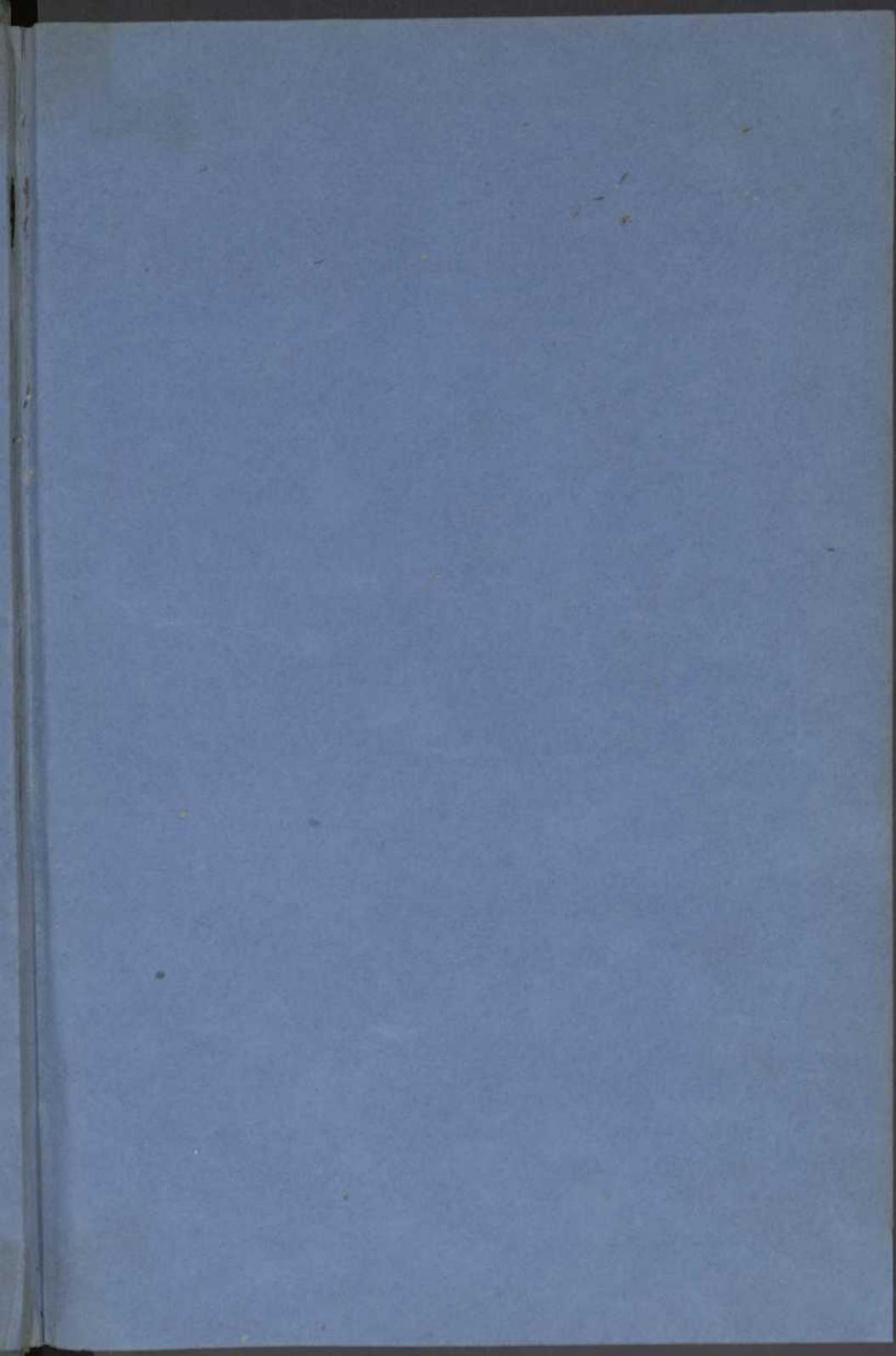
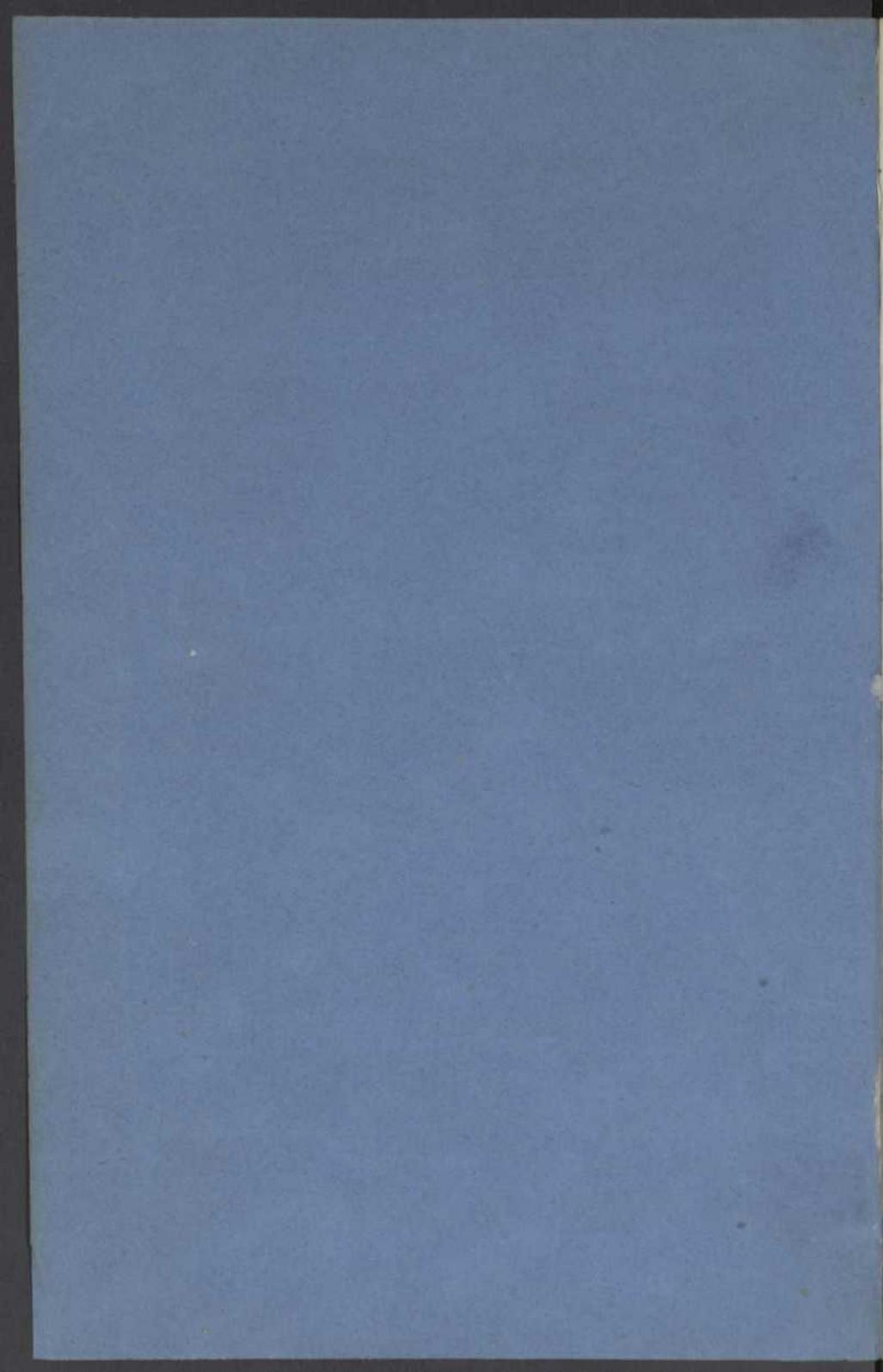


19

17519
~~10993~~

28
96





LECCIONES ELEMENTALES

DE

QUIMICA GENERAL.

Es propiedad garantida por las leyes y será denunciado el ejemplar que carezca de una contraseña particular y del adjunto sello.

QUIMICA GENERAL

LECCIONES ELEMENTALES
DE
QUIMICA GENERAL,

para uso de los alumnos

DE MEDICINA, CIENCIAS, FARMACIA, INGENIEROS INDUSTRIALES,
AGRONOMOS, DE MINAS, ETC., ETC.

POR

D. R. T. MUÑOZ DE LUNA,

Catedrático de Química general de la Universidad Central; Jefe y profesor del gabinete de física y química de S. M.; Comendador de la Real y distinguida orden de Carlos III; Doctor en las facultades de Ciencias y de Farmacia; Miembro corresponsal de la sociedad Química de París; Sócio de las Academias y Colegios de Farmacia de París, Madrid, Nantes, Barcelona y Granada; Individuo de número de la Academia Médico-quirúrgica Matritense; Corresponsal de la Real Academia de Medicina de Madrid; Sócio de número de la Económica Matritense; Ex-individuo de la Junta de policía Urbana; premiado dos veces con medalla de oro, y en público concurso, por la Real Academia de Ciencias de Madrid; con mencion honorífica en la exposicion universal de París, y en la de agricultura de Madrid; Vocal de la Junta de Aduanas y aranceles etc. etc.

SEGUNDA EDICION NOTABLEMENTE AUMENTADA Y CORREGIDA

TOMO II.



ADQUISICION POR COMPRA
DE LA DIPUTACION.

MADRID:

Libreria de SANCHEZ, calle de Carretas, núm. 21.

1864.

IMPRESION DE LA BIBLIOTECA

QUIMICA GENERAL

DE LOS ELEMENTOS QUIMICOS Y SUS COMBINACIONES

D. R. T. TORRES DE LUNA

Este libro es una traducción de la obra de D. R. T. Torres de Luna, titulada "Química General de los Elementos Químicos y sus Combinaciones". La obra original fue publicada en Madrid en el año 1880. La presente edición es una reproducción fiel del original, con algunas modificaciones de carácter tipográfico y de formato para adaptarla a las necesidades de la enseñanza actual. El autor, D. R. T. Torres de Luna, fue un destacado químico y profesor de la Universidad de Madrid. Su obra es considerada una de las más importantes de la química general en España.

LECCION PRIMERA.

IDEAS GENERALES ACERCA DE LOS METALES.—Su estado en la naturaleza.—Clasificación de los metales atendido su uso científico y social.—Métodos generales para su extracción.—Propiedades físicas de los metales.—Clasificación de los metales atendida su afinidad por el oxígeno.—Acción general de los metaloides sobre los metales.—ALEACIONES METÁLICAS.—Su obtención y principales usos.—OXIDOS METÁLICOS.—Su clasificación y método general para obtenerlos.—Sus propiedades más interesantes.—Acción general de los metaloides y metales sobre los óxidos metálicos.—GENERALIDADES ACERCA DE LOS SULFUROS Y LOS CLORUROS METÁLICOS.—Resúmen.

Metales.

Al comenzar nuestras *Lecciones*, dividimos todos los cuerpos simples en dos grandes grupos, á saber: en metaloides y en metales, insistiendo de una manera especial en distinguir los cuerpos simples ó elementales, reunidos en el grupo de los *metaloides*, de aquellos que más adelante debíamos estudiar como formando parte de la clase de los *metales*.

Respecto á los primeros, les caracterizamos de un modo general diciendo que eran malos conductores del calórico y de la electricidad, que unos eran gaseosos, otros líquidos y otros sólidos; que casi todos carecían de lustre ó brillo metálico, y que en fin, sus combinaciones con el oxígeno, producían compuestos electro-negativos, ó ácidos, siendo este entre todos los demás, el verdadero carácter químico distintivo de dichos cuerpos. Recordado esto, juzgamos oportuno repetir también las propiedades diferenciales de los cuerpos reunidos en el segundo grupo, es decir, de los *metales*.

Los metales propiamente dichos, son sólidos (excepto el mercurio), á la presión y temperatura ordinarias; poseen lustre ó brillo metálico por el pulimento; son en general buenos conductores del calórico y de la electricidad, y sobre todo, ofrecen el carácter químico distintivo de producir en sus com-

binaciones con el oxígeno, cuerpos básicos ó electro-positivos; ó lo que es lo mismo, enteramente antagonistas á los que, en igualdad de circunstancias, originan los metaloides.

Estado de los metales en la naturaleza. Los metales se hallan generalmente bajo la superficie de la tierra, sobre todo en las montañas, rara vez en los terrenos de sedimento, y en fin, en las arenas de los ríos y en el fondo de los lagos. Los metales se presentan en muy diversos estados; unos se hallan nativos, mientras que otros están unidos á varios metaloides, como el oxígeno, azufre, arsénico, etc., ó bien combinados á la vez con el oxígeno y un ácido, constituyendo verdaderas sales.

Clasificación de los metales segun su uso científico y social. Los metales pueden dividirse en dos clases, segun que se atienda á su importancia y uso científico, ó bien se consideren por su valor social: en el primer grupo están incluidos los nueve metales siguientes:

Potásio, sodio, aluminio, magnesio, calcio, bario, stroncio, litio y glucinio. En el segundo grupo hemos incluido los 17 metales de más frecuente uso, comenzando por el que es más útil al hombre, á saber: *hierro, manganeso, estaño, zinc, plomo, cobre, mercurio, antimonio, bismuto, níquel, cobalto, cadmio, plata, oro, platino, paladio é iridio.*

Ideas generales acerca de la obtencion de los metales. Los métodos de estraccion de los metales, varian segun las circunstancias de estos, pero en el fondo todos tienden á un mismo objeto que es, á transformar el metal en un compuesto fácilmente reductible bien sea por el carbon ó por el hidrógeno. Sin embargo, á fin de metodizar más aun, estas consideraciones elementales, supondremos, por vía de ejemplo, los casos de extraccion siguientes:

- 1.º Metales nativos.
- 2.º Oxidos, sulfuros ó arseniuros.
- 3.º Sales metálicas
- 4.º Y en fin, separacion de las gangas.

Metales nativos. Aquí hay que distinguir dos casos, á saber: cuando los metales se hallan puros, lo cual es muy raro, y cuando están unidos á otros constituyendo aleaciones. En la primera suposicion, sucede que el beneficio del metal es directo, y basado en procedimientos completamente mecánicos:

en el segundo caso, se calcina la aleacion al contacto del aire, por cuyo medio queda aislado el metal ménos oxidable.

Oxidos. Calentados con carbon, á una alta temperatura, se forma óxido de carbono y queda el metal como residuo.

Sulfuros y arseniuros. Se calcinan al contacto del aire y luego se descomponen por el carbon, los productos, de un modo semejantes al de los óxidos.

Salas metálicas. Cuando haya que beneficiar sales metálicas indescomponibles por el calor, como por ejemplo los silicatos, se las calcina á la vez con bases y con carbon: las primeras, eliminan el ácido constituyendo lo que se llama generalmente *escorias* y el segundo, reduce el óxido metálico. Por manera que, en rigor, estos procedimientos pueden quedar reducidos á dos: 1.º método directo, cuando los metales son nativos; 2.º por oxidacion y reduccion, cuando se hallan mineralizados.

Separacion de las gangas. En cuanto á la eliminacion de las sustancias térreas, cuarzosas, etc., que casi siempre acompañan á los metales, comprende tambien dos casos: 1.º por via directa y esencialmente mecánica, cuando las densidades de dichas sustancias son menores que las de los minerales objeto del beneficio; 2.º reduciéndolas al estado de sales fusibles, mediante la adiccion de agentes de naturaleza ácida ó básica, segun las condiciones de la ganga.

Propiedades físicas de los metales. Las más interesantes son; la densidad, opacidad, brillo, color, cristalización, maleabilidad, ductibilidad, tenacidad, conductibilidad para el calor y la electricidad.

Densidad. Ya hemos indicado, al principiar el estudio de los metales, que en general todos tenían una densidad mayor que la del agua destilada (unidad de comparacion); pues bien, ahora nos resta decir que, entre todos los metales, el platino es el más denso supuesto que se halla representada dicha cualidad por 21,50 que es el guarismo máximo de la escala, mientras que el potásio, tiene el último limite de densidad de la misma, representado por la cifra decimal 0,86; es decir, que dicho metal es más ligero que el agua.

Opacidad. Todos los metales son por lo general opacos: el oro laminado en hojas muy delgadas (en panes) da paso á la

luz y presenta un color verde. Las propiedades físicas y químicas de esta luz indican que ha pasado á través del metal y no de los intersticios que el batidor pudiera haber ocasionado en la lámina.

Brillo. unidas por la percusion ó fusion, las partículas de los metales, presentan un brillo difícil de describir. Dicho brillo desaparece cuando los metales se hallan reducidos á polvo fino ó al estado de precipitados, pero reaparece por el frote mediante un bruñidor (un cuerpo duro y bien pulimentado).

Color. Casi todos los metales poseen un color gris, blanquecino, más ó ménos subido. En algunos el color es muy marcado, como el del cobre y titanio que son rojos; el oro es amarillo. Las aleaciones formadas de metales blancos ó grises, conservan este mismo color. En las que entra un metal de color, la aleacion presenta el del metal dominante; así es que; en la aleacion formada de $\frac{2}{3}$ de cobre y de $\frac{1}{3}$ de zinc, ó sea el latón, el producto resulta amarillo: la aleacion de 90 de cobre y de 10 de estaño, que es el bronce, tiene tambien un matiz amarillento.

Cristalizacion. Casi todos los metales poseen la facultad de cristalizar; más no es siempre fácil colocarlos en condiciones tales, que permitan tomar formas regulares ó geométricas. Los nativos suelen hallarse perfectamente cristalizados. Algunos cristalizan cuando se enfrían lentamente, despues de fundidos, como sucede al bismuto y antimonio. Tambien cristalizan por accion eléctrica: en efecto, si por ejemplo, se sumergen en el sulfato cúprico dos láminas de este metal, que comuniquen con los polos de una pila, sucede que la del polo negativo se cubre de cristales de cobre metálico. La forma más general de los metales cristalizados es el octaedro regular ó cubo.

Maleabilidad. Poseen este carácter aquellos metales que se aplastan al golpe del martillo, mientras que son quebradizos aquellos que, en igualdad de circunstancias, se disgregan.

Laminacion. Algunos metales cambian en el acto de reducirlos á láminas muy delgadas, perdiendo de ordinario su maleabilidad. La adquieren calcinándolos al rojo y dejándolos enfriar lentamente.

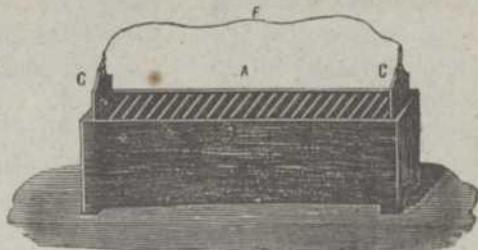
Propiedad de pasar por la hilera. Varios metales ofrecen el carácter de reducirse á hilos muy finos, siendo precisamente los metales maleables los que poseen esta propiedad en

más alto grado. Pueden obtenerse alambres muy finos de platino aleándole con la plata, pasando despues la liga por la hilerá (plano de acero con agujeros de varios diámetros), y disolviendo luego en el ácido nítrico el alambre resultante de plata y de platino: disuelta la plata en el ácido, queda un hilo muy delgado de platino.

Tenacidad. Es la resistencia que ciertos metales ofrecen á romperse bajo la acción de un peso dado: al efecto, se preparan alambres de diferentes metales, todos de igual diámetro: se fijan á un mismo punto y se suspende á la extremidad libre un platillo sobre el que se van cargando sucesivamente pesos conocidos.

Conductibilidad para el calórico. De esta importante cualidad que ciertos metales tienen, se hace un grande uso social para construir calderas, ó vasos destinados á evaporar líquidos. Los metales mejores conductores del calórico, son, por su orden, los siguientes: oro, platino, plata, cobre, hierro, zinc, estaño y plomo.

Conductibilidad eléctrica de los metales. Es tal la relación que existe entre la facultad que los metales tienen de conducir el calórico y la electricidad, que basta evidenciar lo primero, para deducir con exactitud lo segundo. Por lo demás, podemos demostrar experimentalmente la conductibilidad eléctrica de que los metales gozan, cerrando el circuito de una pila con un alambre muy fino de platino: en semejante caso se vé hecho asena al punto el citado alambre, lo que dá á entender que ha dejado pasar la corriente eléctrica. La adjunta figura dá una idea exacta de este experimento.



(Fig. 1.^a).

A pila eléctrica del sistema de Young ó Wollaston.

c, c, conductores de la pila.

F hilo ó alambre muy delgado de platino.

Dependiendo por lo general de las propiedades físicas de los metales, las aplicaciones sociales, artísticas, ó industriales á que de ordinario se les destina, creemos útil reunir en el siguiente cuadro sinóptico, los caracteres físicos más importantes de aquellos que son de frecuente uso para dichos objetos.



PROPIEDADES FÍSICAS DE LOS METALES MÁS IMPORTANTES.

DENSIDAD.	CONDUCTIBILIDAD para el calorico.	FUSIBILIDAD.	CAPACIDAD para el calorico.	DUCTILIDAD		TENACIDAD. Número de kilógramos necesarios para romper un alambre de dos milímetros de diámetro.	DUREZA. Cuerpos por los que se dejan rayar.	DILATACION gradual entre 0° y + 100°. Dilatacion por una regla igual á la unidad.
				al laminador.	á la hilera.			
Platino forjado 21,30	Oro... 1000	Mercurio. — 39	Hierro.. 0,1138	Oro.	Oro.	Kils.	Manganeso	El zinc se dilata por el choque del martillo = $\frac{1}{312}$ Plomo. = $\frac{1}{351}$ Estaño = $\frac{1}{316}$ Plata de copela = $\frac{1}{524}$ Cobre. = $\frac{1}{582}$ Oro... = $\frac{1}{682}$ Bismuto = $\frac{1}{719}$ Hierro... = $\frac{1}{793}$ Antim.° = $\frac{1}{923}$ Paladio. = $\frac{1}{1000}$ Platino. = $\frac{1}{1008}$
Oro fundido. 19,25	Platino 981	Potasio.. + 53	Niquel. 0,1086	Plata.	Plata.	Hierro.. 249,659	Niquel	
Mercurio. . . . 13,56	Plata.. 973	Sodio. . . + 90	Cobalto. 0,1070	Cobre.	Platino	Cobre. . 137,396	Cobalto	
Paladio. 11,80	Cobre . 898	Estaño. . + 228	Zinc. . . 0,0955	Estaño.	Hierro.	Platino. 124,690	Hierro	
Plomo fundido 11,35	Hierro. 374	Bismuto. + 264	Cobre. . 0,0954	Platino	Niquel.	Plata... 85,062	Antimonio	
Plata id. 10,47	Zinc. . 363	Plomo. . + 335	Cadmio. 0,0567	Plomo.	Cobre.	Oro. . . . 68,216	Zinc	
Bismuto id. . . . 9,82	Estaño 303	Cadmio. + 360	Plata. . 0,0570	Zinc.	Zinc.	Zinc. . . . 49,790	Paladio	
Cobre rojo id. 8,78	Plomo. 480	Antimonio + 450	Plomo. . 0,0314	Hierro.	Estaño.	Niquel. 47,676	Platino	
Cadmio. 8,60		Zinc. . . . + 500	Bism.° 0,0308	Niquel.	Plomo.	Estaño. 15,740	Cobre	
Niquel fundido 8,27		Plata. . . . + 1022	Antim.° 0,0508			Plomo. . 9,535	Oro	
Hierro en barra 7,78		Cobre. . . . + 1092	Estaño. 0,0562				Plata	
Estaño fundido 7,29		Oro. + 1102	Platino. 0,0324				Bismuto	
Zinc id. 6,86		Fundicion de hierro + 1587	Paladio. 0,0393				Hierro. . .	
Antimonio id. 6,70		Hierro forjado. . . + 2118	Oro. . . 0,0324				Antim.°	
Sodio. 0,97		Acero (Entre la fundic. de hier.					Cadmio	
Potasio. 0,88		Platino, infusible					Estaño	
							Plomo, por la uña.	
							Potasio) blandos.	
							Sodio	
							Mercurio, líquido.	

Accion de los metaloides sobre los metales. Como que en cierto modo puede predecirse la manera de actuar los metaloides sobre los metales, teniendo presente las reacciones que sobre ellos ejerce el oxígeno, ora sea á la temperatura ordinaria, ó bien á altas temperaturas, resulta que solo deberemos fijar nuestra vista en el estudio de dichas reacciones, con tanto más motivo, cuanto que existe una clasificacion ideada por Thénard, que precisamente descansa en la accion que á diferentes temperaturas ejerce el oxígeno sobre los diversos metales; y si bien es cierto que en esta clasificacion hay que hacer continuamente variaciones á medida que progresa la ciencia, pues no debemos olvidar que la naturaleza no se sujeta á semejante estadística, no es ménos exacto tambien, que dicho cuadro metódico facilita mucho el estudio de los metales, de sus óxidos y hasta de gran número de sales.

En resúmen, la clasificacion á que nos referimos está fundada sobre la afinidad que los metales tienen por el oxígeno, siendo la medida de esta propiedad la mayor ó menor energía que poseen para descomponer el agua. Todos los metales se hallan incluidos en seis clases, de esta manera:

Clase 1.ª

Metales que absorben el oxígeno con suma intensidad y descomponen el agua desde la temperatura de 0° en adelante. Comprende nueve metales, que son:

1.º Cæsium.	6.º Bario.
2.º Rubidium.	7.º Stroncio.
3.º Potasio.	8.º Calcio.
4.º Sódio.	9.º Amonio.
5.º Lithio.	

Clase 2.ª

Metales que absorben el oxígeno á las temperaturas más elevadas; pero que no descomponen el agua sino á la de + 50°. Comprende 15 metales, que son.

- | | |
|----------------|----------------|
| 1.º Magnesio. | 8.º Didimio. |
| 2.º Manganeso. | 9.º Erbio. |
| 5.º Zirconio. | 10.º Terbio. |
| 4.º Itrio. | 11.º Ilmenio. |
| 5.º Thorio. | 12.º Glucinio. |
| 6.º Cerio. | 13.º Aluminio. |
| 7.º Lantano. | |

Clase 5.ª

Metales que absorben el oxígeno al calor rojo, y cuyos óxidos son indesechables por solo la acción de una temperatura elevada. Descomponen el agua á más de 400°, pero á menos del calor rojo: en cambio, descomponen el agua á la temperatura ordinaria en presencia de los ácidos enérgicos. Esta clase comprende los siete metales siguientes:

- | | |
|--------------|--------------|
| 1.º Hierro. | 5.º Vanadio. |
| 2.º Niquel. | 6.º Zinc. |
| 5.º Cobalto. | 7.º Cadmio. |
| 4.º Cromo. | |

Clase 4.ª

Metales que absorben el oxígeno al calor rojo, y cuyos óxidos son indesechables por solo la acción de una elevada temperatura. Estos metales descomponen el agua al rojo incipiente, pero no lo efectúan á la temperatura ordinaria en presencia de los ácidos enérgicos. Comprende los 10 metales siguientes:

- | | |
|----------------|----------------|
| 1.º Estaño. | 6.º Tungsteno. |
| 2.º Antimonio. | 7.º Tántalo. |
| 5.º Urano. | 8.º Pelopio. |
| 4.º Titano. | 9.º Niobio. |
| 5.º Molibdeno. | 10.º Osmio. |

Clase 5.ª

Metales que absorben el oxígeno al calor rojo, cuyos óxidos son indesechables por solo una alta temperatura, que

descomponen el agua débilmente á un fuertísimo calor, y que, en fin, no la descomponen en manera alguna á la temperatura ordinaria en presencia de los ácidos enérgicos. Esta clase comprende tres metales que son:

- | | |
|------------|--------------|
| 1.º Cobre. | 5.º Bismuto. |
| 2.º Plomo. | |

Clase 6.ª

Metales cuyos óxidos son descomponibles por solo la acción del calor á una temperatura más ó menos elevada, y que no descomponen el agua en ninguna circunstancia. En esta clase hay los ocho metales siguientes:

- | | |
|---------------|---------------|
| 1.º Mercurio. | 5.º Paladio. |
| 2.º Plata. | 6.º Platino. |
| 3.º Rhodio. | 7.º Rhutenio. |
| 4.º Iridio. | 8.º Oro. |

Ya hemos dicho anteriormente que solo debe concederse á esta clasificación un valor relativo considerándola más bien como un cuadro metódico, para facilitar el estudio de los metales, que como expresión exacta de las propiedades químicas de los mismos que han servido de fundamento para constituirlos. En efecto, á medida que la ciencia avanza, hay continuos cambios en los grupos ó clases que acabamos de mencionar, en razón á que siendo mejor conocidas las propiedades de los metales, ú obtenidos estos bajo la forma alotrópica metálica, propiamente dicha, ejercen acciones en contacto del oxígeno ó del agua, ó bien, en fin, de los ácidos, que hacen preciso correrles ó retrasarles de los puestos que primitivamente les fueron asignados. Así vemos, por ejemplo, que el aluminio tiene hoy propiedades que le aproximan al hierro; pudiendo decir lo mismo del glucinio y del magnesio: según los trabajos de Troost, parece que el litio, debe ocupar un sitio próximo al magnesio; y en fin, por consideraciones análogas hay motivos para incluir entre los metaloides al antimonio, osmio y tungsteno.

Aleaciones. Después de la acción general del oxígeno sobre

los metales, sigue en interés científico y social, la que los mismos metales ejercen entre sí, constituyendo los compuestos denominados aleaciones ó ligas metálicas.

Antiguamente se creía que las aleaciones eran simples mezclas metálicas; pero estudios delicados y detenidos sobre esta clase de cuerpos, han puesto fuera de duda, que si bien ciertos metales, como el hierro, que siendo difícilmente ligable con los demás, constituye con ellos más bien que compuestos definidos, verdaderas mezclas, esto es, solo una escepcion á la regla general; pues en casi todas las demás aleaciones, se han justificado las tres propiedades características que presiden á las combinaciones químicas propiamente tales, á saber: 1.^o desprendimiento de calor, en el acto de la union de los metales; 2.^o combinacion de estos cuerpos en proporciones definidas; 3.^o propiedades muy diversas de las que primitivamente ofrecen sus factores.

Preparacion de las aleaciones. El método más general, consiste en fundir los metales, sea simultáneamente, ó bien uno despues de otro; cuando los metales son oxidables se les funde despues de haberles cubierto con carbon en polvo, destinado á reducir los óxidos; y en fin, si uno de los metales es volátil se emplea tambien su óxido y carbon.

Caractéres físicos de las aleaciones. Los más importantes son el color, la densidad, dureza y fusibilidad: respecto del primero, ó sea el color, podemos citar como ejemplo, el laton (cobre y zinc), el bronce (cobre y estaño), etc. En cuanto á la densidad, es variable, pues unas veces es mayor y otras menor que la densidad media de los metales que constituyen la aleacion: la dureza es tambien distinta en las diferentes aleaciones, como sucede relativamente al bronce, que es en extremo duro y sin embargo está constituido por dos metales cobre y estaño, que pasan perfectamente á la hilerá y son rayados por el carbonato de cal. Por último, la fusibilidad varia del mismo modo, en cada aleacion, como se observa en la constituida por 8 partes de bismuto, 5 de plomo y 3 de estaño, que funde á la temperatura del agua hirviendo (94°,5) mientras que los metales que la producen funden el 1.^o á 264°, el 2.^o á 335°, y el 3.^o á 228°: hay aleaciones que pierden su dureza por su inmersión, estando calientes, en agua fria (temple); como ejem-

plo de esto, podemos citar la liga metálica de 94 partes de cobre y 6 de estaño, que cuando fría es tan dura que se reduce á polvo al choque del martillo y por la operacion del temple se vuelve tan maleable como el cobre. Mediante esta operacion, se ha conseguido fabricar en Europa los *tams tams* esportados antiguamente de Oriente.

Propiedades químicas de las aleaciones. Es difícil generalizar los caractéres químicos de las aleaciones, porque en cada una se observan propiedades diversas y segun la naturaleza de los metales que la constituyen: por lo regular, sucede que las aleaciones se oxidan más difícilmente que sus elementos constitutivos; y en fin, hay aleaciones, como la de coke formada por 57 partes de antimonio y 43 de zinc, que hervida con agua descompone á esta produciendo la mezcla de oxígeno y de hidrógeno.

Aleaciones más importantes. Aunque muy diversas en número y en utilidad estas combinaciones metálicas, podemos sin embargo, consignar aqui como ejemplo las cinco aleaciones siguientes:

- | | | |
|--|---|---|
| 1. ^a Laton. | $\left. \begin{array}{l} = 66,67 \text{ de cobre.} \\ = 33,33 \text{ — zinc.} \end{array} \right\}$ <hr style="width: 50%; margin: 0 auto;"/> <p style="text-align: center;">100,00</p> | {Añadiendo 2 ó 3 por 100 de plomo ó de estaño, adquiere mayor dureza y se lima mejor. |
| 2. ^a Bronce de cañones. | $\left. \begin{array}{l} = 90,0 \text{ de cobre.} \\ = 10,0 \text{ — estaño.} \end{array} \right\}$ <hr style="width: 50%; margin: 0 auto;"/> <p style="text-align: center;">100,0</p> | {Bronce de campanas } = 30 de cobre. = 20 de estaño. |
| 3. ^a Espejos para telescopios. | $\left. \begin{array}{l} = 67,0 \text{ de cobre.} \\ = 33,0 \text{ — estaño.} \end{array} \right\}$ <hr style="width: 50%; margin: 0 auto;"/> <p style="text-align: center;">100,0</p> | {Suele agregarse cierta cantidad de mercurio. |
| 4. ^a Caractéres de imprenta. | $\left. \begin{array}{l} = 80,0 \text{ de plomo.} \\ = 20,0 \text{ — antimonio.} \end{array} \right\}$ <hr style="width: 50%; margin: 0 auto;"/> <p style="text-align: center;">100,0</p> | |
| 5. ^a Aleacion fusible, ó de Darcet. | $\left. \begin{array}{l} 3 \text{ de bismuto. . . .} \\ 5 \text{ — plomo.} \\ 3 \text{ — estaño.} \end{array} \right\}$ | {Esta aleacion funde á 95°,5. |

Se emplean en las artes, aislados, ó libres de toda combi-

nacion, los metales siguientes: *aluminio, hierro, cobre, zinc, plomo, estaño, plata, oro, mercurio, platino, paladio.*

Todas las aleaciones metálicas en las que entre el mercurio como elemento constitutivo, reciben el nombre de *amalgamas*: como ejemplo de esta clase de compuestos, citaremos la que se usa para el azogado de los globos de cristal y la empleada con idéntico fin para los espejos.

Azogado de los globos de cristal. . . . } 4 de mercurio } Para los } 4 de estaño.
 } 1 — bismuto. } espejos. } 1 — mercurio.

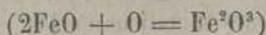
Oxidos metálicos. Ya hemos dicho repetidas veces, que el carácter químico distintivo de los metales, era el producir en general, unidos con el oxígeno, compuestos denominados óxidos básicos ó bases salificables por la accion ulterior de los ácidos; pues bien, ahora añadiremos que los óxidos pueden dividirse en las clases siguientes:

- | | | | |
|--|---------------------|---|------------------------|
| | | Corresponden á la fórmula general: | |
| | | \overbrace{RO} | ó $\overbrace{R^2O^3}$ |
| 1. ^a <i>Oxidos básicos</i> | } Radical=1 : 0 = 1 | } Radical=2 : 0 = 3 | |
| <i>propriadamente dichos.</i> | } v. gr.: KO. | } v. gr.: F ² O ³ | |
| | } Potasa. | } Oxido férrico. | |
| 2. ^a <i>Indiferentes.</i> { Como el óxido alumínico = Al ² O ³ , que puede unirse á los ácidos (sales de alumina) y á las bases (aluminatos). | | | |
| 3. ^a <i>Acidos.</i> { Como el crómico (CrO ³), mangánico (MnO ³), estánnico (SnO ²), etc. | | | |
| 4. ^a <i>Singulares.</i> { Como el sobreóxido de manganeso = (MnO ²) ó el sub-óxido de plomo = (Pb ² O). | | | |
| 5. ^a <i>Salinos.</i> { Como el óxido férrico magnético (FeO), (Fe ² O ³) | | | |

Obtencion general de los óxidos. Los óxidos se preparan de ordinario por los métodos siguientes:

1.º Calentando el metal al aire ó en contacto del oxígeno, en cuyo caso pasan á óxidos superiores aquellos que estaban

en el estado de protóxidos, como por ejemplo, el óxido ferroso:



2.º Calcinándolos con una sustancia que pueda prestarles oxígeno, como nitro, clorato de potasa, etc.: la acción ulterior de un ácido precipita al óxido metálico.

5.º Tratando los metales ó ciertos protóxidos por el ácido nítrico.

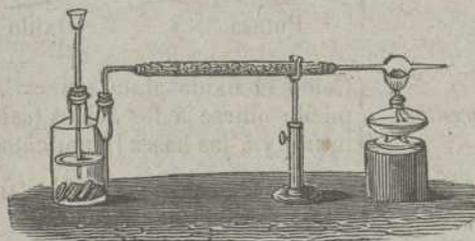
4.º Por la acción del agua oxigenada y del ozono.

5.º Calentando los óxidos superiores, como sucede con los óxidos de níquel cobalto, y en especial con los sobreóxidos de manganeso y de plomo.

6.º Por la acción del hidrógeno sobre ciertos óxidos.

7.º Y en fin, precipitando una sal por una base enérgica, como la potasa, sosa, ó amoniaco.

Siendo de un frecuente uso en los laboratorios la reducción de ciertos óxidos superiores á inferiores, y en muchos casos hasta á radicales metálicos, conviene tener una idea del aparato que en general se usa con este objeto. La adjunta figura ofrece un modelo de los de su clase.



(Fig. 2.ª).

En primer lugar hay un tubo que comunica con el del cloruro cálcico, destinado á desecar el gas hidrógeno desprendido del frasco bitubulado.

Luego se halla una esfera soplada en el mismo tubo, terminado casi en capilar á su extremo, en donde está el óxido metálico que se ha de rebajar de oxigenación ó reducir.

Acción del oxígeno sobre los óxidos. Algunos pasan á per-

óxidos en contacto del oxígeno á la temperatura ordinaria, como dejamos dicho del óxido ferroso; otros lo efectúan con el auxilio del calor.

Accion del hidrógeno. Podemos decir de un modo general que, mediante la accion del calor, el hidrógeno descompone todos los óxidos desde los de la tercera seccion (inclusive) en adelante.

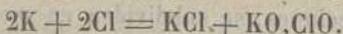
Accion del azufre. Calentado un óxido de la 1.^a seccion con el azufre, se produce una mezcla de sulfato é hiposulfito sulfurados; los de la 2.^a no actúan con él aislado, pero si en presencia de cierta cantidad de carbon: con los óxidos de las demás secciones forma sulfuros, con desprendimiento de ácido sulfuroso.

Accion del carbon. Todos los óxidos reductibles por el empleo del hidrógeno lo son igualmente por el carbon, así como tambien la potasa, sosa, etc., que se resisten á la accion del hidrógeno solo.

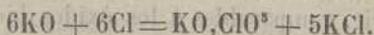
Accion del cloro. El cloro seco y en frio transforma casi todos los óxidos en cloruros; pues aun aquellos que, como los de 2.^a clase, se resisten á este cambio, experimentan dicho efecto mezclándoles con carbon.

La accion del cloro sobre los óxidos, en disolucion acuosa, varia segun su concentracion.

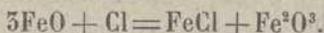
Débil, produce hipoclorito y cloruro, v. gr.:



Concentrada, se forma cloruro y clorato, v. gr.:



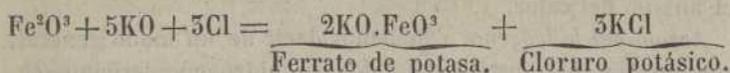
Los óxidos de la segunda seccion, disueltos en el agua, no reaccionan con el cloro, ni aun á la temperatura de 100°, escepto la magnesia y el protóxido de manganeso. Los de la tercera seccion se convierten: 1.º en protocloruros y en óxido superior, v. gr.:



pero luego pasan á percloruros.

El cloro no tiene accion sobre los óxidos superiores de la tercera seccion, á menos que no se hallen en presencia de po-

tasa ó sosa, en cuyo caso forma un ácido metálico que se combina con la potasa v. gr.:



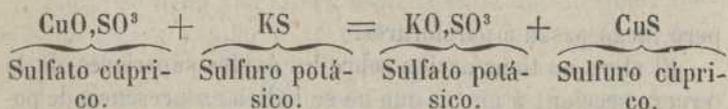
Los óxidos de las demás secciones, se transforman en cloruros por la acción del cloro en presencia del agua.

Caractéres químicos de los óxidos. Podemos dividir los óxidos en *solubles* é *insolubles*: los primeros darán, disueltos en agua, la coloración verde característica en presencia de la infusión de flor de malva, y sobre todo del jarabe reciente de violetas verdes.

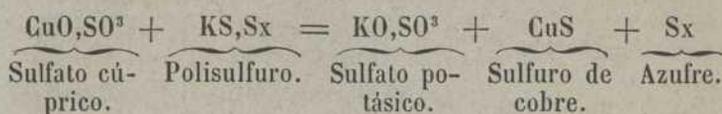
Los óxidos insolubles, sujetos á una corriente de hidrógeno suministrarán agua, dejando aislado un radical metálico.

Generalidades acerca de los sulfuros. Abundan tanto los sulfuros en la naturaleza, que los antiguos denominaban al azufre el *grande mineralizador de los metales*: los más esparcidos son: el bisulfuro de hierro ó pirita (FeS^2) y los sulfuros de zinc, plomo, cobre, plata, antimonio y de mercurio. Los sulfuros pueden clasificarse también, y por razones análogas, como los óxidos metálicos; por consiguiente, habrá sulfuros *básicos*, *indiferentes*, *ácidos*, *singulares* y *salinos*.

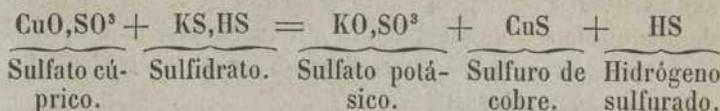
A su vez los sulfuros básicos, particularmente los de las dos primeras secciones, se subdividen en *monosulfuros* (uno de azufre), *polisulfuros* (más de uno ó muchos) y en *sulfidratos de sulfuros* (combinación del sulfuro con el hidrógeno sulfurado); es decir, comparables á los óxidos hidratados: cada uno de estos tres grupos, presenta una reacción particular que le distingue, en contacto ó tratado con una disolución de sulfato cúprico, á saber: el monosulfuro, por ejemplo, el de potasio, produce un precipitado negro de sulfuro cúprico, sin que se observe la menor porción de azufre libre; ni el más pequeño olor á gas sulfídrico. Hé aquí la reacción correspondiente á este hecho.



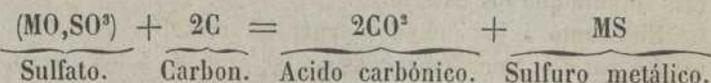
Un polisulfuro soluble, en igualdad de circunstancias, produce con la sal cúprica, además de los cuerpos anteriormente dichos, un precipitado de azufre, según indica esta fórmula:



Y en fin, los *sulfidatos* precipitan en negro por el sulfato cúprico; no abandonan azufre, pero en cambio desprenden hidrógeno sulfurado, cosa que no se observa en ninguno de los casos anteriores.



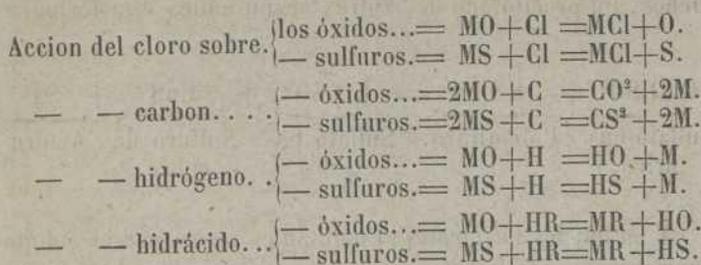
Obtencion general de los sulfuros. Los principales métodos son dos: 1.º por la reducción de los sulfatos mediante el carbon, y 2.º por doble descomposicion.



Principales propiedades de los sulfuros. Por lo general, todos son inalterables por el calor, é insolubles en agua excepto los correspondientes á la primera seccion y el de magnesio: por la accion de los cuerpos oxigenantes pasan los sulfuros, sobre todo los de las primeras secciones, á sulfatos, como sucede mediante el contacto del ácido nítrico con ellos; bajo la influencia del oxígeno del aire, sufren una modificación sucesiva, los sulfuros de las tres primeras secciones y quedan en definitiva, convertidos en sulfatos. Por último, mediante la calcinacion varios sulfuros se transforman en *oxi-sulfuros*.

Estudio comparativo entre los sulfuros y los óxidos. Hé aquí el paralelismo notable que se observa entre las acciones que

los mismos agentes producen sobre los óxidos y sobre los sulfuros.



Los sulfuros se caracterizan fácilmente: todos los solubles tratados por un ácido, como por ejemplo el hidroclórico, ó sulfúrico, desprenden al punto gas sulfídrico, y en contacto de una disolucion de sal metálica producen precipitados más ó menos oscuros, pero nunca blancos (escepto en las sales zincicas y manganosas).

Generalidades acerca de los cloruros. Estos compuestos, como todos los haloideos, están constituidos directamente por la union de un radical halógeno y un metal, sin intermedio alguno de oxígeno, azufre, etc. Todos son solubles, escepto el argéntico, mercurioso y plúmbico, si bien este último es algo más soluble que los anteriores.

En cuanto á los métodos generales más frecuentemente usados para obtener estos cuerpos, se reducen á los seis que siguen:

Métodos.	Ejemplos.
1.º Cloro y un metal.	(Cloruro mercúrico).
2.º — y óxidos.	(— de zinc).
3.º metales y cloruros.	}
4.º Acido hidroclór. y metales.	(Cloruro ferroso).
5.º — — — — — óxidos. .	(— de calcio).
6.º — — — — — sulfuros. ((— antimónico).

En cuanto á la accion de los metaloides, así como de los

metales, y principales caractéres químicos de los clóruros, ofrecen tal complejidad y son de tal interés, que preferimos reservar todo lo relativo á tan importante asunto para el estudio especial de cada especie.

RESUMEN.

1. Los metales se diferencian de los metaloides por su brillo, densidad, conductibilidad para el calórico y la electricidad, y sobre todo, porque sus combinaciones con el oxígeno producen compuestos electro-positivos ó bases, mientras que los que originan los metaloides son electro-negativos ó ácidos: se hallan rara vez nativos en la naturaleza; sus estados más frecuentes son unidos al oxígeno, azufre, arsénico, ó bien formando sales. Se obtienen, cuando están libres, mediante tratamientos mecánicos fundados en su diferente densidad, ó bien por disolucion en el mercurio, formando amalgamas, etc.; los sulfuros y en general los minerales más comunes, se benefician sujetándoles préviamente á la tostacion y reduciendo luego el óxido por el carbon, ó bien, si son minerales salinos, eliminándoles el ácido por medio de una base y reduciendo luego el óxido como en el caso anterior.

2. Los metales pueden primeramente clasificarse en científicos y en sociales; segun que se atienda para esta division á su utilidad como cuerpos de importante y diario uso en los laboratorios, ó bien tan solo se considere al valor convencional que el capricho de los hombres les ha asignado: en el primer caso, debemos colocar al potásio, sodio, aluminio y magnesio; y en el segundo, es decir, entre los metales sociales, debemos colocar al hierro antes que ningun otro, por sus interesantes aplicaciones á la agricultura, artes, industria y medicina. La segunda y más importante clasificacion de los metales, está fundada en la afinidad que estos cuerpos tienen por el oxígeno y el modo con que se conducen en contacto del agua. Las clases son 6: en la 1.^a están incluidos los que descomponen el agua á la temperatura ordinaria, y aun á 0°; en la 2.^a están los que la descomponen desde + 50° en ade-

lante; los de la 3.^a comprende los que la descomponen á + 100; en la 4.^a aquellos que lo efectúan á la temperatura roja débil; en la 5.^a al rojo intenso; y en fin, en la 6.^a están incluidos los metales que no descomponen el agua á ninguna temperatura.

3. Los metales se unen entre sí constituyendo verdaderos compuestos químicos, denominados *aleaciones*, excepto cuando uno de los metales componentes es el mercurio, en cuyo caso reciben el nombre de amalgama; las principales aleaciones son el latón (cobre y zinc), el bronce (cobre y estaño); el metal de imprenta (plomo y antimonio), y la aleación fusible de Darcel ó al agua hirviendo, que está constituida por plomo, bismuto y estaño.

4. Los óxidos metálicos se dividen en cinco clases, á saber; óxidos básicos, indiferentes, ácidos, singulares y salinos: los primeros tienen una composición representada por la fórmula MO ó bien por uno de radical y otro de oxígeno, como en el óxido potásico, por (KO) , ó bien dos de metal y tres de oxígeno, como en el óxido férrico (Fe^2O^3); los segundos, son los que como el de aluminio, pueden ser á la vez bases en presencia de ácidos, ó ácidos en presencia de las bases (aluminatos); los singulares, ó tienen exceso de oxígeno (sobreóxido de manganeso) ó de radical (sub-óxido de plomo); y en fin, los salinos son aquellos que pueden considerarse como la combinación de dos óxidos básicos de la composición $MO + M^2O^3$ (tal es, entre otros, el óxido de hierro magnético (FeO, Fe^2O^3)).

Se obtienen generalmente los óxidos, ó por contacto directo del metal con el oxígeno, ó por la acción de los cuerpos oxigenantes, como el ácido nítrico, ó bien, en fin, por precipitación de las sales metálicas á la adición de una base.

Los óxidos solubles, de las primeras secciones enverdecen el jarabe de violetas reciente; los insolubles, sujetados á una corriente de hidrógeno, producen agua y dejan aislado el radical metálico.

5. Los sulfuros pueden dividirse del mismo modo que los óxidos: los *monosulfuros*, *polisulfuros* y *sulfidatos*, se distinguen entre sí, en que por la acción del sulfato cúprico disuelto en agua precipitan, los primeros, de color negro sin mezcla con azufre libre, ni olor á hidrógeno sulfurado; los se-

gundos, en que además del precipitado negro, se ve otro amarillo de azufre libre ó eliminado, pero sin olor sulfídrico alguno; y los últimos, en que además del precipitado negro, como en todos, hay olor á huevos podridos (hidrógeno sulfurado), pero no se observa precipitado de azufre. Los sulfuros se obtienen calcinando los metales ó los óxidos con el azufre, reduciendo los sulfatos por el carbón, ó bien tratando una sal por el hidrógeno sulfurado ó un sulfuro soluble; los *oxisulfuros* son combinaciones definidas de óxidos y de sulfuros metálicos.

Se reconocen los sulfuros cuando son solubles: por los precipitados oscuros que producen en las sales metálicas; y si son insolubles, por el desprendimiento de gas sulfídrico en contacto del ácido hidroclórico.

6. Todos los cloruros son generalmente solubles: se exceptúan de esta regla el *argéntico*, *mercurioso* y *plúmbico*; si bien este es más soluble que los anteriores. Se obtienen, ó por la acción directa del cloro sobre el metal, ó por la del ácido hidroclórico sobre los óxidos, carbonatos ó sulfuros por doble descomposición, ó bien, en fin, por la acción directa de los metales sobre los cloruros.

LECCION SEGUNDA.

Consideraciones históricas y filosóficas relativamente á la naturaleza y composición de las sales.—Teorías acerca de los cloruros é hidroclosatos; admisión de los primeros y caducidad, respecto á la química mineral, de la teoría que sostuvo la existencia de los segundos.—Division de las sales en neutras, ácidas y básicas; valor de estas calificaciones aplicadas á la verdadera naturaleza de una sal.—Caractéres y propiedades generales de las sales.—Su solubilidad.—Mezclas frigoríficas.—Caractéres distintivos para conocer de una manera especial el elemento electro-negativo de los compuestos binarios, OXIDOS, SULFUROS, FOSFUROS, CLORUROS, BROMUROS, IÓDUROS, FLUORUROS Y CIANUROS.—Determinación del OXÁCIDO que entra en la constitución de una OXISAL; á saber: NITRATOS, SULFATOS, SULFITOS, HIPOSULFITOS, HIPOSULFATOS, NITRITOS, CLORATOS, PERCLORATOS, HIPOCLORITOS, BROMATOS, IODATOS, PERIODATOS, FOSFATOS, FOSFITOS, HIPOFOSFITOS, ARSENIATOS, ARSEINITOS, CARBONATOS, BORATOS Y SILICATOS.—Resúmen

Sales.

La historia de las sales fué designada por los antiguos con el nombre de *Hallurgia*.

El nombre genérico de sal se debe á la sal comun, tipo de las sales.

Los alquimistas consideraban la sal comun como un elemento que con el azufre y el mercurio debia entrar en la composición de todos los metales; de manera, que variando las proporciones relativas de estos elementos se podia, segun ellos, transmutar los metales unos en otros. Poco á poco se fueron descubriendo nuevas sales, y por último, se probó la posibilidad de formarlas por via sintética, lo que condujo insensiblemente al conocimiento de la verdadera naturaleza de estos compuestos.

Mientras no se reconoció la necesidad de definir una sal, con arreglo á su composición, se contó entre el número de las sales todos los cuerpos cristalizables solubles en el agua; de manera que fueron incluidos en esta clase varios ácidos, el azúcar, y otras muchas sustancias.

Lavoisier fué el primero que definió las sales, diciendo: «que eran la combinacion de un ácido con una base, en la que las propiedades del ácido y de la base estaban más ó menos neutralizadas.»

En la época en que Lavoisier propuso esta definicion, no se conocian los hidrácidos; creyéndose por lo tanto, que una sal debía resultar necesariamente de la union de una base con un oxácido, en cuya union estaban agrupados de un modo intimo los elementos del ácido y de la base; pero posteriormente se demostró la existencia de una nueva clase de ácidos, los *hidrácidos*, que uniéndose con las bases, formaban agua y compuestos binarios.

Los químicos se hallaron en la alternativa, ó de abandonar la definicion dada por Lavoisier, ó excluir del número de las sales algunas, tales como la sal comun, verdadero tipo de esta clase de cuerpos. Con el objeto de *conservar* los químicos franceses la *definicion* dada por Lavoisier, han venido considerando por mucho tiempo las sales llamadas haloideas, como compuestos constituidos por un hidrácido y un óxido, sosteniendo con los partidarios de la otra teoría, que era la escuela alemana, una polémica científica, resuelta hace pocos años en favor de estos últimos, pero que en razon de su importancia debemos discutir en este momento.

Los partidarios de los clorhidratos, iodhidratos, bromhidratos y cianhidratos, decian, que un hidrácido al reaccionar sobre una oxibase, se combinaba directamente con ella, sin descomposicion reciproca y sin que se produjera agua, si bien esta se formaba cuando actuaba el calor sobre la combinacion sólida; en este caso era cuando, al mismo tiempo que se volatilizaba dicho líquido, el radical de la base se unia al cuerpo halógeno. Esta teoría solo podia ser aplicable á las sales que contuvieran agua de cristalización capaz de ser evaporada por la accion del calor; pero no podia aplicarse, en manera alguna á otras sales que, como el cloruro potásico, sódico, plúmbico, etc., carecen, bajo la forma regular y definida, de agua de cristalización. Además, cuando se trata una solucion de sosa un poco concentrada con ácido hidroclórico concentrado, se ven formarse al poco tiempo cristales de sal comun que á la análisis no manifiestan ni oxígeno ni hidrógeno, ob-

servándose por otra parte que aumenta sensiblemente el agua de la solución; y además, se nota que haciendo pasar una corriente de ácido hidroc্লórico, perfectamente seco, por un tubo de ensayo que contenga cierta cantidad de óxido plúmbico, igualmente seco, hay elevación de temperatura, formación de cloruro plúmbico y condensación de agua en la parte más fría del tubo.

A estos hechos contestaban los partidarios de los hidroclo-ratos, que en efecto esto podía ser así operando sin la presencia del agua; pero que en contacto de este líquido, se efectuaba la combinación defendida por ellos: de manera, que al disolverse la sal común, por ejemplo, en el agua, esta se descomponía produciendo sosa y ácido hidroc্লórico, para constituir el hidroclo-rato en cuestión.

Es claro que esta opinión no se podía negar ni conceder directamente por la dificultad de presenciar lo que pasa; pero si al disolverse el cloruro sódico en el agua esta se descomponía produciendo la reacción indicada, forzosamente habría de notarse aumento de temperatura, ocasionada por la doble combinación; y no es así, si no que, por el contrario, hay disminución de temperatura, absolutamente de la misma manera que cuando un cuerpo sólido, que no entra en combinación química con el agua, se disuelve en esta y pasa al estado líquido por una absorción de calórico. Además, de que es algo violento admitir la descomposición del agua para que vuelva á formarse otra vez en el acto de la evaporación.

Pero el golpe decisivo, digámoslo así, que ha recibido la teoría de los hidroclo-ratos, fué un hecho fundado en la acción que ejerce el ácido hidrobromico sobre la disolución acuosa de cloruro aurico.

Conforme á lo admitido por esta teoría, una solución acuosa de cloruro aurico, debe contener hidroclo-rato de óxido de oro; pues bien, tratada dicha solución por el ácido hidrobromico, pierde su color propio, adquiriéndole anaranjado oscuro, correspondiente al bromuro de oro; y si se destila el líquido, se obtiene ácido hidroc্লórico y agua.

Pero téngase presente, que la fuerza de combinación del ácido hidroc্লórico predomina de tal manera sobre la del hidrobromico, que si se tratara de espulsar al primero de su

combinacion con un óxido, por medio del segundo, seria de todo punto imposible. Por el contrario, suponiendo que la combinacion consiste en cloro y en oro, nada más racional y lógico que admitir que el cuerpo halógeno más electro-negativo, se combina con el cuerpo más electro-positivo, que es el hidrógeno, mientras que el bromo, como más débil, respecto del cloro, se combina con el oro, como más débil tambien que el hidrógeno.

De lo dicho se infiere, que la denominacion de *sal*, dada por Lavoisier, ya no era admisible, supuesto que el tipo de ellas (la sal comun), y muchas otras, (todas las haloideas) que no están formadas por un ácido unido á una base, sino por la asociacion de un metal con un cuerpo alógeno, quedaban escludidas de la clase de cuerpos mencionadas.

En vista de esto, Berzelius propuso una definicion un poco más larga, es verdad, pero que comprende todos los compuestos salinos.

Dicho quimico entiende por sales, bien sean las *combinaciones de un radical electro-positivo, con un cuerpo alógeno simple ó compuesto, ó bien las combinaciones de un radical electro-positivo, con un cuerpo anfígeno simple ó compuesto*. De manera que existen dos clases de sales, á saber: las *haloideas* y las *anfideas*. Las primeras, están formadas de dos elementos, de los que uno es el cuerpo halógeno, al paso que las anfideas están formadas de tres elementos, de los cuales uno es un cuerpo basígeno comun al ácido y á la base. Los cuerpos basígenos son cuatro: *oxígeno, azufre, selenio y telururo*. La segunda clase admite, por consiguiente, cuatro secciones que comprenderán las *oxisales, sulfosales, selenisales y telurisales*. De las cuatro secciones, solo ofrecen interés las dos primeras, particularmente las oxisales.

No obstante que la definicion de Berzelius es, sin disputa, la que más satisface á las exigencias de los quimicos; son tantas las opiniones emitidas sobre esta clase de compuestos, que hoy dia no se sabe en rigor qué es sal. Asi que, varios autores, y entre ellos Orfila, prefieren prescindir de la definicion, á consignar un error. Otros, como por ejemplo, Regnault, entienden por sal toda combinacion de dos compuestos binarios, de los que uno hace veces de elemento electro-nega-

tivo y el otro el de positivo; por consiguiente, según esta definición, el ácido sulfúrico mono-hidratado es una sal, el óxido ferroso férrico, es una sal, etc. De manera que, sin fijar esta definición de un modo preciso y claro, la idea de la verdadera sal, puesto que quedan excluidas de ella todas las haloideas, hace desaparecer la idea tan clásica en la ciencia de los ácidos y de las bases, en razón á que todo puede quedar fundido bajo aquella definición.

Reflexionando, pues, sobre las ventajas y desventajas que ocasiona en el orden metódico del estudio de la química, la comparacion entre las ideas de Berzelius sobre este punto, respecto de las de los demás químicos, resulta que admitiendo la definición del célebre profesor sueco, se evitan, sin salir del terreno de la verdad y de la esperiencia, la admission de opiniones que pueden ocasionar una confusion deplorable en la ciencia. Por consiguiente, partidarios nosotros de esta manera de ver, entenderemos finalmente por sales *las combinaciones de un radical electro-positivo simple ó compuesto (amónico) con un cuerpo alógeno simple ó compuesto (cianógeno), ó las combinaciones de un radical electro-positivo con un cuerpo anfigéno, simple ó compuesto.*

Prescindiendo, como dejamos dicho, de las dos secciones pertenecientes á los dos cuerpos basígenos, selenio y teluró, ó sea de las selenisales y telurisales, y dejando para más adelante el exámen de las sales de la segunda seccion, ó sean las sulfosales, nos ocuparemos ahora de las oxisales, que son las más numerosas; pero antes diremos cuatro palabras acerca de las sales haloideas.

Las primeras nociones exactas sobre la verdadera naturaleza de estas sales, se debe á un trabajo de Thénard y Gay-Lussac; estos químicos demostraron que no existia oxígeno ni en el cloro ni en el ácido hidroclórico, y por consiguiente, que debía ser considerado el cloro como un cuerpo simple.

Si se tiene presente que en aquella época (1809), el cloro era el solo cuerpo conocido que tenia la propiedad de producir una sal por su combinacion inmediata con un metal; segundo, que Lavoisier habia constituido en principio, y hasta cierto punto con suma razon, que el oxígeno era el solo generador de ácidos; tercero, si se añade á este principio que aun no se

habia evidenciado la propiedad que posee el ácido hidroclórico de desempeñar el papel de ácido enérgico, semejante, bajo todos aspectos, á los ácidos sulfúrico y nítrico, y en fin, si se reflexiona la grande analogía que tienen las sales formadas por el ácido hidroclórico con los sulfatos y nitratos, se comprenderá por qué se insistió durante mucho tiempo en descubrir la presencia del oxígeno en el cloro ó en el ácido hidroclórico; pero no obstante los esfuerzos ingeniosos que emplearon casi todos los quimicos, particularmente los franceses, que eran los más interesados en mantener firme el principio sentado por su ilustre compatriota, fueron inútiles su constancia y sagacidad en este sentido, sobre todo desde que Gay-Lussac descubrió el cianógeno. De manera, que en el último resultado, se reconoció que las propiedades de poseer un sabor agrio, de enrojecer el papel de tornasol y de saturar las bases salificables, solo caracterizaban de una manera general, la tendencia fuertemente electro-negativa de un compuesto, sin que tal ó cual elemento tuviera una parte exclusiva en dicho fenómeno.

Pareciendo irracional á varios quimicos que existiesen sales compuestas solamente de dos elementos, trataron de derribar la teoria que las admite. En 1828, Bonsdorff se propuso demostrar que las sales haloideas simples de los metales electro-positivos, debian considerarse, no como sales, sino como bases, en razon á que el cloruro potásico y sódico despues de la calcinacion presentan con el papel de tornasol una reaccion alcalina, mientras que las sales haloideas de los metales menos electro-positivos, enrojecen el papel de tornasol en las mismas circunstancias, y por lo tanto deben considerarse como ácidos. De manera que los cloruros potásico-sódico, amónico, cálcico, etc., deberian ser bases y los cloruros férrico, mercúrico, aúrico, etc., serian ácidos que combinándose con los primeros formaban las verdaderas sales. Desde luego se comprende que la nomenclatura de estas sales debia ser en extremo confusa; ejemplos: *cloro aurato*, *cloro potásico*, *cloro mercuriato*, *cloro sódico*, *cloro ferrato*, *cloro amónico*, etc. Además de este inconveniente, los cuerpos halógenos debian considerarse como cuerpos anfigenos, y las sales dobles como sales simples. Pero es fácil convencerse de que los cloruros potásico y sódico no tienen ninguna analogía con la potasa y

soza, mientras que por el contrario se asemejan mucho á los nitratos potásico y sódico, así como el cloruro ferroso y férrico tienen mucha semejanza también con las oxisales ferrosas y férricas.

Pero el hecho más importante que tiene en contra de si esta teoría, es el siguiente: los radicales electro-negativos, tales como el azufre, fósforo, arsénico y selenio, que forman con preferencia ácidos enérgicos con el oxígeno, no presentan en sus combinaciones correspondientes con el cloro ninguna afinidad con los cloruros de los metales alcalinos y alcalino-térreos, sin que hasta el día haya sido posible combinarlos recíprocamente. Además, según esta teoría, es preciso buscar los ácidos entre los metales electro-positivos, cuyas oxisales se unen con preferencia á las sales alcalinas para formar sales dobles.

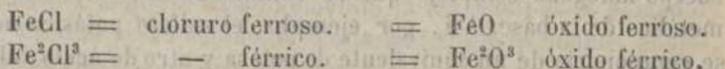
Escusado creemos decir que semejante opinión no tuvo grandes partidarios en la ciencia, y que fué desechada.

Sales haloideas.

Las sales haloideas pueden dividirse en tres grupos, á saber:

1.^a *Neutras*; que son las que resultan de la combinación de un metal con el cloro, ó con cualquiera otro cuerpo halógeno; estas combinaciones pueden efectuarse en muchas proporciones diferentes, siendo todas igualmente neutras. Ordinariamente, siguen la graduación de los óxidos que constituyen las oxisales correspondientes, pues los cuerpos halógenos reemplazan al oxígeno equivalente por equivalente.

Ejemplos de sales haloideas neutras, correspondientes á los óxidos que desempeñan el papel de base en las oxisales, v. gr.:



2.^a *Acidas*. Se forman cuando una sal haloidea, neutra, se combina con el hidrácido del cuerpo halógeno que la constituye; de manera que pueda producir una sal susceptible de separarse bajo la forma sólida, ejemplos: cuando el fluoruro potásico se combina con el ácido hidrofúrico, ó el cloru-

ro áurico forma una sal cristalizabile con el ácido clorhidrico.

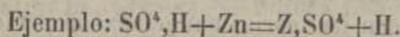
3.° *Sales básicas.* Estas son las más comunes. Se forman siempre que una sal haloidea néutra se combina con el óxido del metal contenido en la sal: por ejemplo, cuando el cloruro plúmbico se une al óxido plúmbico, el óxido de antimonio al cloruro, etc. Estas subsales ofrecen el mismo múltiplo de la base salificable, es decir, del óxido que las oxisales básicas; de suerte que el óxido puede contener la misma cantidad, ó dos, tres, cinco veces tanto metal como la sal haloidea neutra con quien está combinado.

Existen tambien sales dobles haloideas: se forman estas, primero por la reunion de dos sales haloideas, en las que el cuerpo halógeno es el mismo; pero los metales gozan de propiedades eléctricas distintas por ejemplo, por la combinacion del cloruro potásico con el cloruro áurico, del fluoruro potásico con el fluoruro platinico, etc. Segundo, por la combinacion de dos sales haloideas formadas por el mismo metal, pero con diferente cuerpo halógeno; tales son las sales dobles de fluoruro y de cloruro barítico, de fluoruro y de cloruro plúmbico, etc.

Oxisales.

Esta clase de sales, la más importante de la química por el grande número de compuestos que contiene, resulta de la union de un oxácido con una oxibase; ejemplos: nitrato potásico, carbonato sódico, sulfato cálcico. Varios químicos distinguidos han combatido esta manera de ver, defendiendo, en oposicion á las ideas de Bonsdorff, que las oxisales ordinarias son sales haloideas, para lo cual añadian al ácido el oxígeno de la base; de manera que en último resultado se formaba un cuerpo halógeno complejo que se combinaba con el radical metálico de la base. Así, por ejemplo; el sulfato potásico no se compondría de un equivalente de potasa y otro de ácido sulfúrico = $KO + SO^3$, sino de un equivalente de potasio y de otro del cuerpo halógeno complejo, formado de un equivalente de azufre y cuatro de oxígeno = $K + SO^4$. Esta ingeniosa manera de considerar las oxisales, fué enunciada casi al mismo tiempo, hace ya cerca de 50 años, por Davy y Dulong. Por esta teoria, todos los oxácidos forman cuerpos halógenos con un

equivalente de oxígeno. Así que el ácido nítrico será NO^6 , y el ácido carbónico CO^3 . Además, según dicha opinión teórica, los ácidos que nosotros llamamos hidratados son como el ácido hidrocórico, es decir, hidrácidos. Por consiguiente, el hidrato de ácido sulfúrico se formulará SO^4, H ; el ácido nítrico, monohidratado, NO^6, H . En el momento de combinarse estos cuerpos, por ejemplo, con la potasa, el hidrógeno del ácido se une al oxígeno del metal para formar agua, mientras que el metal se combina con el cuerpo halógeno hipotético. Según también el espíritu de esta teoría, el zinc y el hierro, en el momento de disolverse en los ácidos diluidos, con desprendimiento de hidrógeno no descomponen el agua, sino que se unen simplemente con el cuerpo halógeno reemplazado al hidrógeno, que puesto en libertad, se desprende.



Es absurdo, dicen, que estos metales que por sí solos no descomponen el agua, lo efectúen cuando esta se halla unida con otro cuerpo (un ácido) y con mucha energía. La simplicidad de esta explicación, seduce al pronto, pero no es aplicable en otros casos, como cuando el zinc, en contacto de una disolución de potasa ó amoníaco, se oxida con desprendimiento de hidrógeno, produciéndose al propio tiempo una combinación, del óxido zincico con el álcali.

De cualquiera manera que se considere esta combinación, sea como KO, ZnO , ó como $\text{K} + \text{ZnO}^2$ y el hidrato potásico, como KO, HO ó como $\text{K} + \text{HO}^2$, no es menos cierto que el zinc desaloja al hidrógeno de su combinación con el oxígeno, y esta descomposición se efectúa por la presencia de un cuerpo, cuya afinidad por el nuevo óxido aumenta, la del zinc por el oxígeno.

De este modo explica la teoría que nosotros hemos adoptado la descomposición del agua por el zinc y los ácidos diluidos. En la teoría que vamos discutiendo, se supone que en las combinaciones formadas por óxidos metálicos, el metal menos electro-positivo, que tiene una afinidad más débil con el oxígeno, está combinado con todo él; mientras que el metal más electro-positivo, está unido al cuerpo halógeno; por consiguiente, el aurato potásico, no será $\text{KO} + \text{Au}^2\text{O}^3$, sino $\text{K} +$

AuO^4 , lo cual es precisamente contrario á lo que la experiencia ha demostrado respecto á la tendencia de combinacion de los cuerpos con el oxígeno; y esta contradiccion es más evidente todavía en los hidratos, que segun la teoria admitida por nosotros, son simplemente combinaciones de óxidos metálicos con el agua. Los hidratos de los álcalis y de las tierras alcalinas serán, segun las ideas de Davy, combinaciones de un metal con un equivalente de sobreóxido hidrico; así que el hidrato estannoso estará compuesto de un equivalente de hidrógeno y de otro de óxido estánnico $= H + SnO^2$, mientras que el hidrato estánnico será $= H + SnO^3$. Por esta y otras razones, de no menos fuerza, nosotros consideramos las oxisales, como resultantes de la union de una oxibase con un oxácido, admitiendo la colocacion de los compuestos binarios, segun lo hemos hecho hasta aquí, por ser la que mejor conviene con la esperiencia y con las teorías enunciadas al principio de nuestras lecciones.

Clasificacion de las oxisales. Las oxisales pueden dividirse tambien en tres clases, como las sales haloideas, á saber:

1.^a Sales neutras.

2.^a — ácidas.

5.^a — básicas.

Sales neutras. Los caractéres en que se funda esta distincion, se reconocen fácilmente cuando se trata de sales formadas de ácidos enérgicos en combinacion con bases poderosas; pero no son tan claros cuando las sales están constituidas por ácidos débiles unidos con bases poderosas; ó viceversa, y en fin, cuando la sal la produce un ácido débil asociado á una base igualmente débil. La dificultad es mayor todavía cuando el ácido, la base ó la sal, que resulta de la combinacion, son insolubles.

Ordinariamente se reconoce la naturaleza de las sales neutras, ácidas y básicas por los cambios de color que determinan sobre ciertas materias colorantes de origen vegetal, que se llaman reactivos coloreados; de entre ellos el más importante es la tintura de tornasol. La tintura de tornasol es una verdadera sal resultante de la combinacion de una base mineral, *la cal*, con un ácido vegetal de color rojo (el ácido lítmico). Cuando se trata esta tintura por un ácido enérgico, se une á

la base y queda el ácido rojo en libertad, comunicando su color á la tintura: cuando se la trata por un ácido débil, solo se la priva de una parte de su base, quedando una sal con exceso de ácido vegetal que tiene un color vinoso. Por el contrario, una base soluble devuelve el color azul á la tintura de tornasol roja, esto es, en la que el ácido coloreado existe libre, porque dicha base se combina con el ácido y forma una sal azul.

A fin de que la tintura de tornasol, tenga la mayor sensibilidad posible, con respecto á los ácidos, es preciso que no esté mezclada con exceso de base libre, pues de lo contrario las primeras porciones del ácido añadido se combinarían simplemente con la base libre y no habría reaccion sobre la tintura, hasta despues que la base libre hubiese sido completamente saturada.

Del mismo modo, para que la tintura roja de tornasol presente su máximum de sensibilidad, con respecto á las bases, es preciso que se haya descompuesto la tintura azul por una cantidad de ácido exactamente necesaria para aislar el ácido vegetal rojo, y que no exista otro ácido libre en el liquido. El sulfato de potasa no obra sobre la tintura de tornasol, en razon á hallarse unidos con tal fuerza el ácido y la base, que no pueden combinarse aisladamente ni con el ácido ni con la base de la tintura coloreada, la cual queda, por lo tanto, intacta y con su color primitivo.

Pero si existiese una materia colorante, cuyo ácido fuera bastante enérgico para quitar la potasa al ácido sulfúrico, en el sulfato potásico, es claro que esta materia manifestaría reaccion alcalina en presencia del sulfato de potasa. De lo dicho se infiere, que las indicaciones de los reactivos coloreados no presentan nada de absoluto. Puede tambien acontecer, que una sustancia dé reaccion ácida con una materia colorante, y alcalina con otra. Así el ácido bórico produce un color rojo vinoso con la tintura de tornasol, obrando como un ácido débil, al paso que pone azul la *hematina*, ó sea el principio colorante del leño de campeche.

El nitrato y el acetato de plomo, enrojecen igualmente la tintura de tornasol, y ponen azul la *hematina*.

En vista de estas anomalías, y por consiguiente de la in-

certidumbre en considerar como neutro tal ó cual compuesto salino, por su accion sobre los tinturas azules, los químicos han partido, para juzgar de la neutralidad de una sal, de la relacion que existe entre el oxígeno del óxido y el del ácido, con arreglo á la ley de Berzelius. Por lo tanto, consideran, como sulfatos neutros, por ejemplo, aquellos en los que el oxígeno del ácido es triple del de la base, sea cualquiera por otra parte, la accion que ejerzan las sales sobre los reactivos coloreados.

Esta misma consideracion se ha generalizado á todos los demás géneros de sales.

Caractères más importantes de las sales. Casi todas las sales son sólidas á la temperatura ordinaria. Son incoloras las que resultan de la combinacion de un ácido incoloro con una base incolora; y por el contrario, son coloreadas, cuando están constituidas por una base que tenga color y un ácido incoloro. Cuando la combinacion es de una base incolora, con un ácido coloreado, la sal resultante ofrece en general una coloracion parecida á la del ácido.

El sabor de las sales solubles, depende con frecuencia de la base; por eso las de sosa tienen sabor salado, parecido al de la sal comun; las de potasa, le tienen entre amargo y urinoso; las de magnesia le poseen amargo; y en fin, las de alúmina tienen sabor azucarado y astringente. Sin embargo, la naturaleza del ácido influye mucho sobre el sabor de la sal, como sucede con los sulfitos, las sales formadas por los ácidos metálicos, las sulfosales, etc., etc.

Varias sales pueden obtenerse, bien sea en el estado anhidro, ó en combinacion con cierta cantidad de agua. Gran número de sales solubles retienen agua en combinacion, al precipitarse de sus disoluciones, y esta agua se llama agua de cristalización. La cantidad de agua de cristalización que toma una misma sal, cuando cristaliza á igual temperatura, en una disolucion idéntica, es siempre la misma; y presenta una relacion simple, en equivalentes, con los del ácido y la base que entran en la constitucion de la sal. Así que el agua de cristalización de las sales sigue la ley de las combinaciones, en proporciones definidas, que hemos observado en todos los demás compuestos químicos.

Una misma sal se combina varias veces con cantidades distintas de agua, en el acto de precipitarse de una disolución concentrada, pero á diversas temperaturas.

En efecto, el sulfato de manganeso precipitado de una disolución concentrada, á diferentes temperaturas, retiene cantidades variables de agua, representadas por las fórmulas siguientes:

MnO,SO ³	sulfato anhidro, sal cristalizada y calentada á 500°.				
MnO,SO ³ + HO	cristalizado	—	—	—	120°.
MnO,SO ³ + 4HO		—	—	—	entre 20° y 50°.
MnO,SO ³ + 6HO		—	—	—	+ 6° y 50°.
MnO,SO ³ + 7HO		—	—	—	+ 6°.

Hay ciertas sales, que pueden abandonar una gran parte del agua combinada, pero que retienen otra con tal fuerza, que no la dejan sin descomponerse; á esta agua la llamaremos *constitutiva*.

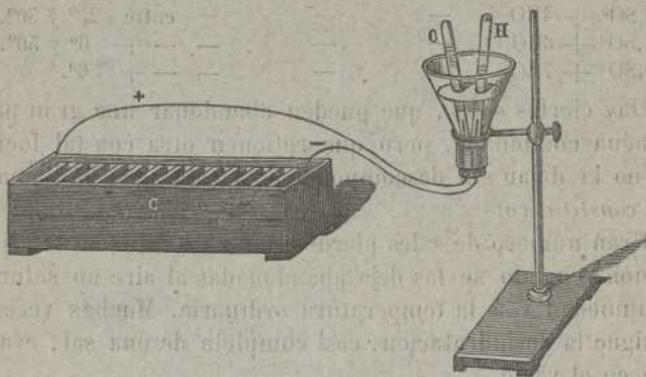
Gran número de sales pierden parte de su agua de cristalización, cuando se las deja abandonadas al aire no saturado de humedad y á la temperatura ordinaria. Muchas veces se consigue la deshidratación, casi completa de una sal, evaporada en el vacío.

Manera de determinar el agua de cristalización de una sal. 1.° Por la evaporación en el vacío; 2.°, mediante la estufa de Gay-Lussac (véase el aparato representado por la figura 76, pág. 568).

Las sales que contienen mucha agua de cristalización, se funden frecuentemente á una temperatura más ó menos elevada, y experimentan en este caso la fusión *acuosa*; continuando la acción del calor, el agua se desprende sucesivamente, la materia se deseca y puede hasta fundirse: en este caso, se dice que la materia experimenta la fusión *igneá*.

Ciertas sales anhidras, producen pequeños estallidos cuando se arrojan sus cristales sobre las ascuas, como se observa en la sal común. Se expresa este fenómeno diciendo que la sal *decrepita*. Este fenómeno puede depender de la rotura de los cristales, por efecto de la expansión del agua interpuesta entre las laminillas cristalinas, al reducirse al estado de vapor. Otras veces puede ser debido á la mala conductibilidad de la sal para el calórico.

Accion de la electricidad sobre las sales. La pila eléctrica puede descomponer fácilmente las sales, sobre todo, cuando están disueltas en el agua. Si la pila es energética, la descomposicion puede ser completa, produciendo una separacion total entre sus elementos simples; si la pila es débil, habrá únicamente separacion parcial entre el ácido y la base, dirigiéndose aquel al polo positivo, y esta al negativo. La figura adjunta indica la manera de verificar este hecho:



(Fig. 3.ª).

C es una pila.
H O son dos tubitos llenos de una disolucion de sulfato neutro de sosa, teñido con el jarabe de violetas.

Puesta en actividad la pila, sucede que el líquido del tubo *H*, se enverdece y el del tubo *O* se enrojece.

Solubilidad de las sales. Es sumamente importante el estudio de la solubilidad de las sales, porque la diferencia de esta propiedad sirve de base á los procedimientos por los que se las separa cuando están mezcladas entre sí, y muchas veces están fundados tambien en dicha solubilidad los métodos de obtencion de las mismas. El disolvente general es el agua; unas sales son más solubles que otras, y en fin, las hay que se disuelven en el alcohol, éter, etc., etc.

Para obtener una disolucion saturada de una sal, á una temperatura determinada, pueden seguirse dos procedimientos diferentes. El primer método, consiste en verter el disol-

vente sobre la sal en exceso, de modo que los fragmentos de esta queden fuera del nivel del líquido; hecho esto, se mantiene el todo durante muchas horas á la temperatura á que se quiere determinar la solubilidad: el líquido decantado, encierra entonces toda la cantidad de sal cristalizada y se dice que está saturado.

El segundo método, se reduce á disolver la sal á una temperatura superior, á la que hemos fijado para determinar su solubilidad, y dejar que el líquido se enfrie lentamente, hasta que adquiera la temperatura dada, la que se mantiene despues estacionaria durante un cuarto de hora. La esperiencia demuestra que se obtiene para una misma sal el mismo coeficiente de solubilidad empleando cualquiera de los dos métodos descritos.

Una agitacion viva, producida en el líquido saturado en exceso, ó la introduccion de un cuerpo extraño de figura irregular, determina en muchos casos la cristalización de una sal en disolucion concentrada; este fenómeno es análogo al que presenta la congelacion de los líquidos, y puede atribuirse como él á la dificultad que experimentan los átomos á moverse dentro del líquido, y á orientarse, digámoslo así, por medio del movimiento artificial, para tomar las posiciones convenientes á su agregacion cristalina. Como ejemplo de este hecho curioso, podemos citar lo que sucede con el sulfato de sosa, encerrado en un tubo soldado á la lámpara ó la disolucion del mismo sulfato cubierta por una capa de aceite. Basta en el primer caso romper la punta del tubo para que toda la sal cristalice, ó tocar con un tubo, en la otra disolucion, para obtener el mismo efecto.

Para determinar la solubilidad de una sal en el agua, á una temperatura dada, se averigua cuál es la cantidad de esta sal en una disolucion saturada de ella á dicha temperatura: esta disolucion se prepara por cualquiera de los dos métodos que hemos indicado, pero teniendo la precaucion de mantenerla media hora, lo ménos, en presencia de un exceso de sal cristalizada, á la temperatura á que se quiere determinar dicha solubilidad. Se vierten unos 50 gramos del líquido en un pequeño matrás y se le pesa rápidamente, pero con exactitud, se evapora el líquido, se vuelve á pesar, etc.

Es más exacto, en vez de evaporar la disolución de una sal en el agua, para hallar la proporción de ella anhidra, determinar esta proporción por un procedimiento químico, empuñando uno de sus elementos en un compuesto insoluble. Así qué, para determinar la cantidad de sulfato de sosa que un líquido encierra, se pueden pesar algunos gramos de esta disolución, diluirla en una cantidad indeterminada de agua, y echar en el líquido un exceso de cloruro de bario. Se recoge sobre un filtro el sulfato de barita precipitado, y se pesa después de lavado y calcinado: restando del sulfato de barita, la base, se averigua el ácido, y por este se saca la cantidad de sosa unida á él; por consiguiente, la suma de los dos restada de la cantidad total dará, por diferencia, la del agua asociada á la sal.

Se ha visto que cuando dos sales difieren entre sí por los ácidos y las bases que las forman, pudiendo además originar doble descomposición, acontece que la presencia de una de ellas puede favorecer la solubilidad de la otra; por eso la presencia del cloruro de sodio favorece la solubilidad del nitrato de potasa, en razón á que se forma nitrato de sosa y cloruro de potasio que son respectivamente más solubles que el nitrato de potasa y el cloruro sódico, por lo menos á temperaturas superiores á 25°. Las disoluciones salinas hierven á temperaturas superiores á 100°. Estas temperaturas deben apreciarse con un termómetro, cuya cubeta esté sumergida en el líquido hirviendo, pues de no ser así, tan solo indicaría la temperatura del agua en vapor.

La solubilidad de las sales se puede representar muy cómodamente por medio de las *curvas* llamadas de *solubilidad* que se construyen inscribiendo las temperaturas en el eje de abscisas y marcando en las ordenadas correspondientes un número de divisiones igual al de gramos de sal disuelta por cada 100 gramos de agua; como ejemplos más notables podemos mencionar las líneas que representan al sulfato de sosa anhidro y la de la sal común ó cloruro de sodio que corre paralela al eje de abscisas.

Mezclas frigoríficas. Cuando dos sales, ú otra clase de cuerpos se disuelven en el agua, puede haber aumento ó disminución de temperatura. La cantidad de calor que absorben

pesos iguales de diversos cuerpos, al disolverse en el agua, varía, aun cuando presenten mucha analogía en el conjunto de sus propiedades; así que 50 gramos de cloruro sódico, disueltos en 200 centímetros cúbicos de agua, producen una baja de temperatura = á $11^{\circ},4$.

Las sales anhidras, que cristalizan reteniendo agua de cristalización, al separarse de una disolución acuosa á bajas temperaturas, producen casi siempre desprendimiento de calor cuando se disuelven en el agua. Así que, el sulfato de sosa anhidro y el cloruro de calcio, ocasionan una elevación de temperatura al disolverse en el agua.

En este caso tiene lugar la producción de ambos efectos: 1.º hay desprendimiento de calor debido á la combinación del cuerpo anhidro con el agua; 2.º hay disminución de temperatura, ó sea absorción de calor, producida por el tránsito del cuerpo sólido al de líquido.

La absorción del calor que ciertos cuerpos producen por efecto de su disolución en el agua, se utiliza para hacer mezclas frigoríficas. Disolviendo una parte de cloruro potásico en cuatro de agua á $+10^{\circ}$ la temperatura de la disolución descendiendo á $-1^{\circ},4$ y si el agua que se emplea se halla á 0° , la disolución marcará -11° .

Ejemplo de algunas mezclas frigoríficas.

Proporciones de las mezclas.	Descenso de temperatura.
1 Hielo.	} de 0° á -17° .
1 Sal comun.	
5 Acido hidroclórico ordinario.	} de $+10^{\circ}$ á -17° .
8 Sulfato sódico cristalizado.	
5 Hielo.	} de 0° á -23 .
4 Cloruro cálcico cristalizado.	
1 Nitrato de amoníaco.	} de $+10^{\circ}$ á -15° .
1 Agua.	
4 Acido nítrico diluido.	} de $+10^{\circ}$ á -29° .
9 Fosfato de sosa.	
16 Agua.	} de 10° á -16° .
5 Sal amoníaco.	
7 Nitro.	

Acción descomponente que ejercen los ácidos sobre las sales. Las reacciones que los diversos ácidos ejercen sobre las sales, pueden preverse con el auxilio de ciertas leyes generales fundadas en la observacion.

1.º Si el ácido que ejerce la accion es idéntico al que existe en la sal, esta suele mezclarse con nuevas cantidades del mismo, resultando una sal con exceso de ácido; ejemplos, el bisulfato de potasa, el cuadrioxalato de la misma base, etc.

2.º Si la base de la sal puede formar combinacion con mayor cantidad de ácido, la sal se disuelve con frecuencia en el ácido, sobre todo si está diluido; tal acontece con el nitrato de potasa, el cual es soluble en el ácido nítrico diluido y cristaliza sin alteracion alguna, cuando se evapora el líquido.

3.º Si el ácido que actúa es diferente del que existe en la sal, habrá descomposicion en muchas circunstancias, y son las siguientes:

1.ª Habrá descomposicion siempre que la sal sea soluble en agua y el ácido pueda formar con la base un compuesto insoluble como, por ejemplo, el ácido sulfúrico sobre el nitrato de barita.

2.ª Cuando el ácido existente en la sal sea insoluble ó poco soluble en el agua, v. gr.: borato de sosa y ácido hidrocórico ó nítrico.

4.º Tambien hay descomposicion, cuando el ácido que reacciona es ménos volátil que el de la sal; ejemplo: El ácido carbónico es gaseoso á la temperatura ordinaria y poco soluble en el agua; mientras que el ácido nítrico, disuelto en el agua, no hierve sino á una temperatura superior á 100º; luego deberá desalojar al ácido carbónico, aun en frio. Varios ácidos, aunque débiles respecto de otros cuando actúan por via húmeda, desalojan á los más enérgicos por via seca, en razon á ser muy fijos, como sucede con los ácidos bórico, silícico, fosfórico, etc.

5.º El grado de concentracion del ácido y la temperatura, influyen tambien mucho en estas reacciones. Si se vierte una disolucion de ácido sulfídrico en otra de cloruro antimónico diluida, se forma un precipitado de sulfuro antimónico; y al contrario, si se calienta el sulfuro con ácido hidrocórico concentrado, hay descomposicion total de ambas sales.

6.º. Cuando el ácido de una sal y el que ha de ejercer la reaccion, son gaseosos y poco solubles en agua, y además sus afinidades con las bases son próximamente iguales, sucede que el ácido que se halla en mayor proporcion desaloja al otro: ejemplo, haciendo pasar por mucho tiempo una corriente de ácido carbónico á través de una disolucion de sulfuro alcalino, todo él se transforma en carbonato con desprendimiento de hidrógeno sulfurado, y viceversa; puede un carbonato alcalino convertirse en sulfuro, mediante una corriente de sulfido-hídrico.

Accion de las bases sobre las sales. No hay reaccion alguna cuando el ácido de la sal no puede formar otra sal más básica que la primitiva. Si se añade potasa al sulfato de dicha base, tan solo se observa que cristaliza por evaporacion; pero en otros casos hay combinacion: una disolucion de acetato neutro de plomo puede disolver nueva cantidad de óxido de plomo, formando un acetato básico.

En general, hay descomposicion de una sal soluble cuando la base que obra puede formar una sal insoluble con el ácido de la primitiva; tal sucede, por ejemplo, con el sulfato de potasa y la barita cáustica.

Muchas veces la descomposicion es debida á la insolubilidad de la base que existe en la sal, como por ejemplo, la precipitacion de los óxidos metálicos por la potasa, sosa, y amoniaco.

Hay casos en que un óxido metálico insoluble descompone una sal que contiene una base igualmente insoluble: el óxido de plata descompone al nitrato de cobre en disolucion, y precipita al óxido de cobre; la descomposicion en este caso se esplica por la afinidad predominante del óxido de plata con el ácido nítrico.

Cuando la base de la sal es volátil, la desaloja ordinariamente otra base más fija: tal sucede con la cal y el amoniaco.

Accion reciproca de las sales. Algunas veces no hay reaccion aparente entre las dos sales mezcladas, y se manifiesta cuando se evapora la disolucion: otras, las sales se combinan entre si y forman una sal doble; ejemplo, el sulfato de alumina y de potasa.

Cuando se expone á la accion del fuego una mezcla de dos sales que tengan ácidos y bases diferentes, pero que por el cambio recíproco de ellas pueda originarse una sal más fusible ó volátil, se verificará siempre la doble descomposicion; ejemplo: cloruro amónico y carbonato cálcico; sulfato mercúrico y cloruro sódico. Cuando se mezclan por vía húmeda dos sales y puede resultar una más insoluble ó coherente la descomposicion se efectúa constantemente. Todas estas leyes se deben á Berthollet (véase el tomo 1.º, pág 500).

Caractéres distintivos, que sirven para reconocer el elemento electro-negativo de los compuestos binarios formados por las metales y naturaleza del elemento electro-negativo, ó del ácido, que entra en la constitucion de una sal.

Este problema le dividiremos en dos partes: 1.º la determinacion del elemento negativo, ó sea el ácido, ó bien el cuerpo halógeno; 2.º conocer la naturaleza del elemento electro-positivo, esto es, del óxido, ó bien de un metal. Ahora trataremos solo de la primera parte.

Óxidos. Ya hemos dicho anteriormente, hablando de sus caractéres generales, que la mayor parte de ellos son reducibles por el hidrógeno; queda aislado el metal y se forma agua en vapor.

Será, pues, un óxido cuando empleando hidrógeno seco se condensan gotitas no ácidas, de agua, en la parte anterior y fria del tubo en que se calienta la materia. Sin embargo, ciertos óxidos metálicos no se reducen por el gas hidrógeno, y son los de potásio, sodio, litio, etc., y los de los metales térreos. Pero estos óxidos, tienen reacciones marcadas con la tintura de tornasol y violetas.

Los óxidos de aluminio y demás óxidos térreos, que no se reducen por el hidrógeno ni son solubles en agua, se les reconoce en su insolubilidad en dicho líquido, y en que tratados por el ácido sulfúrico se disuelven sin desprender vapores ácidos y sin que se halle en el líquido la presencia de otro ácido, que no sea el empleado.

Sulfuros. Los monosulfuros solubles en agua son los de K, Na y Lt. Todos los demás son insolubles ó poco solubles. Los polisulfuros de la primera seccion son solubles. Tratados con ácido sulfúrico débil ó clorhidrico, se desprende hidró-

geno sulfurado, y no se forma precipitado de azufre; los polisulfuros precipitan además azufre.

Calentados los sulfuros con una mezcla de carbonato y nitrato de potasa, producen sulfato de potasa soluble y fácil de reconocer.

Ya hemos dicho anteriormente cómo se diferencian entre sí los monosulfuros, polisulfuros y sulfidatos.

Seleniuros. Tratados con ácido hidroclórico, producen gas ácido selenhidrico. Calentados con ácido nítrico ó agua régia, dan ácido selenioso, el cual tratado á su vez con ácido sulfuroso abandona al selenio en el estado de polvo rojo característico.

Telururos. Calcinados con nitro y carbonato sódico, producen un telurato, que sujetado á la acción del ácido sulfuroso ocasiona un precipitado de telurio metálico, bajo la forma de un *polvo gris*.

Fosfuros metálicos. Calcinados con una mezcla de nitro y carbonato sódico, pasan á fosfatos alcalinos: el ácido nítrico los oxida transformándolos en fosfatos (*véase fosfatos*); tratados por agua, los fosfuros de la primera y segunda sección, desprenden hidrógeno fosforado espontáneamente inflamable.

Arseniuros. Calcinados al aire, producen generalmente un humo blanco de olor á ajos, y calentados en un tubo de ensayo originan un anillo de arsénico metálico: introducidos en un aparato propio para desprender hidrógeno, forman gas hidrógeno arsenical. Con el ácido nítrico pasan á ácido arsenioso ó arsénico; y en fin, fundidos con una mezcla de nitro y carbonato sódico ó potásico, producen un arseniato alcalino (*véase arseniatos*).

Antimoniuros. Sus reacciones son análogas á la de los arseniuros; disueltos en el ácido nítrico, precipitan el ácido antimoniioso bajo la forma de un polvo blanco. Tratada la disolución de los antimoniuros en el agua régia, con agua destilada, dá lugar á un precipitado blanco de ácido antimónico.

Carbuos. Disueltos en los ácidos, abandonan la mayor parte de su carbono bajo la forma de un polvo negro ó grafitoide; los que contienen metales capaces de descomponer el agua, desprenden, cuando se les disuelve en el ácido hidrocló-

rico, hidrógenos carbonados de olor fétido, acompañado de precipitación de carbon.

Cloruros. Los de los metales que descomponen el agua, desprenden gas ácido clorhídrico fumante, al contacto del ácido sulfúrico concentrado; ó bien producen cloro mezclados con dicho ácido y con peróxido de manganeso: los cloruros solubles originan con el nitrato argéntico un precipitado blanco, que se oscurece poco á poco á la luz solar, de aspecto como á leche cortada, insoluble en el agua, soluble en el amoníaco y reproductible al contacto de algunas gotas de ácido nítrico. Calcinados los cloruros insolubles, con carbonato sódico, producen cloruro sódico.

Bromuros. Calentados en presencia del gas cloro, producen vapores rojos de bromo soluble en el éter; fundidos los de la 1.^a y 2.^a seccion, dentro de un tubo de ensayo, y con un exceso de flor de azufre, se forma sulfuro de bromo, soluble en el sulfuro de carbono y dotado de un olor distintivo á marisco. Con el nitrato argéntico dan la misma reaccion que los cloruros: calcinados los bromuros insolubles, con el carbonato sódico, producen bromuro sódico.

Ioduros. El ácido nítrico (con gas hiponítrico), ó el agua clorurada, vertidos gota á gota sobre los ioduros solubles, ponen en libertad al iodo reconocible por su color gris metálico, sus vapores violetas (cuando se le calienta), ó en fin, por el bello color azul que comunica á la fécula: el nitrato argéntico precipita los ioduros solubles, de un color amarillento (ioduro argéntico), que se disuelve mal en el amoníaco; con el nitrato plúmbico, dan un precipitado amarillo; con las sales mercúricas solubles, producen un hermoso precipitado rojo escarlata (ioduro mercúrico), soluble en un exceso de ioduro potásico y de sal mercúrica (más en aquel que en esta). Con el nitrato palladoso, producen un precipitado negro: mezclados y calentados con una disolucion de sulfato cúprico, en el ácido sulfuroso, producen un precipitado blanco de ioduro cuproso, que calentado con sobreóxido de manganeso, desprende vapores violetas de iodo. Los ioduros insolubles, calcinados con carbonato sódico, producen ioduro sódico soluble.

Fluoruros. Colocados en un crisol de platino y tratados

con ácido sulfúrico concentrado, desprenden por la acción del calor, vapores muy fumantes de ácido hidruosfluórico que atacan el vidrio y forman un dibujo en todas las líneas trazadas y en descubierto sobre una capa delgada de cera fundida; los fluoruros solubles no precipitan por el nitrato argéntico. Mezclado un fluoruro con sílice y tratado con ácido sulfúrico, desprende por la acción del calor vapores muy fumantes de fluoruro de silicio que no atacan al vidrio, y que conducidos al través de una disolución de carbonato sódico, producen sílice gelatinosa. Los fluosilicatos desprenden el mismo gas con el ácido sulfúrico, sin adición de sílice: calcinados con carbonato sódico ciertos fluoruros metálicos, producen fluoruro sódico.

Cianuros. La mayor parte desprenden ácido prúsico, reconocible por su olor á almendras amargas, al contacto del ácido hidroclórico: calentados con nitro, arden y producen carbonato potásico: calcinados con carbonato sódico, originan cianuro sódico, cuya disolución en el agua, descompuesta sucesivamente por una sal ferrosa y tratada luego por otra férrica; y en fin, añadiendo algunas gotas de ácido hidroclórico, produce una coloración de azul de Prusia: dicho cianuro alcalino, ocasiona con el nitrato argéntico un precipitado blanco coposo de cianuro argéntico, insoluble en el agua, soluble en el amoniaco, pero algo soluble en el ácido nítrico caliente, por cuya razón formará en el líquido cloro un precipitado blanco el ácido hidroclórico ó un cloruro soluble; hecho que distingue perfectamente un cloruro de un cianuro.

Nitratos. Todos son solubles, escepto los básicos. Descomponibles por el calor en productos ricos en oxígeno. Los alcalinos se transforman por la acción del fuego en nitritos con desprendimiento de oxígeno.

Calentados con carbon ó una materia combustible, suelen detonar; deflagran al fuego. Descomponibles por el ácido sulfúrico con eliminación de ácido nítrico: con ácido hidroclórico, forman agua régia. Con cobre y ácido sulfúrico desprenden vapores rojos. Tratada una corta porción de un nitrato, con un cristalito de sulfato ferroso y ácido sulfúrico, se produce una coloración de violeta ó café. Calentados los nitratos en un aparato destilatorio, hasta el rojo, despues de mezclados

préviamente con carbon y potasa cáustica, se forma carbonato de potasa y amoniaco. Es preciso que la sustancia no contenga materias orgánicas nitrogenadas. Tratada su disolucion por una gota de añil, diluida en ácido sulfúrico y calentando el todo, despues de haber añadido nueva porcion de ácido sulfúrico, se decolora por completo el liquido.

Nítritos. Todos son solubles en agua y descomponibles por el calor. Tratados con ácido sulfúrico débil, desprenden vapores rutilantes; activan menos la combustion que los nitratos.

Cloratos. Todos son solubles en agua y descomponibles por el calor. Los de las primeras secciones producen oxígeno y un residuo de cloruro; los otros desprenden oxígeno, cloro, y dejan un residuo de óxido y oxiclورو. Forman con las materias combustibles, mezclas que detonan por el calor. El ácido sulfúrico concentrado, los descompone con detonacion, en ácido perclórico é hipoclorórico de color amarillento característico. No precipitan las sales de plata, porque el clorato de plata es soluble: por la calcinacion se transforman en cloruros. Con el ácido hidroclicórico desprenden cloro, por cuyo medio puede decolorarse no solamente el sulfato de indigotina, si no tambien el tornasol.

Percloratos. Los percloratos, son en apariencia semejantes á los cloratos. Se distinguen en que tratados por el ácido sulfúrico no se coloran en amarillo ni detonan. Son en general solubles en el agua y desprenden por el calor más oxígeno que los cloratos; nunca es alcalino el residuo. El perclorato de potasa es poco soluble, por eso se emplea el ácido perclórico como reactivo en sus sales.

Hipocloritos. Tienen un olor parecido al cloro. Decoloran y blanquean las materias colorantes vegetales. Son oxidantes enérgicos: en contacto del sulfuro de plomo negro, le transforman en sulfato que es blanco. Tienen tendencia á pasar á cloratos y cloruros. Todos los ácidos, aun los más débiles, los descomponen con desprendimiento de cloro. Mezclados con un álcali y una sal manganesosa, dan un precipitado negro de sobreoóxido de manganeso.

Bromatos. Son semejantes á los cloratos. Calentados con ácido sulfúrico se descomponen con desprendimiento de bromo: añadiendo azufre, se forma sulfuro de bromo de olor á

marisco. El calor los descompone, como á los cloratos, dejando un residuo de bromuro.

Iodatos. Todos son descomponibles por el calor, que transforma á los alcalinos en ioduros. Tratados con ácido sulfúrico, queda aislado el ácido iódico; y si despues se añade ácido sulfuroso ó sulfídrico, se precipita el iodo.

Periodatos. Son poco conocidos; el de sosa básico, es poco soluble. Todos son descomponibles, como los iodatos, por el calor, pero desprenden más oxígeno.

Sulfatos. Todos son solubles en agua excepto los de barita y plomo; los de estronciana y cal son poco solubles. Todos, menos los alcalinos, y el plomo, son descompuestos por el calor desprendiendo ácido sulfuroso y oxígeno; algunas veces se forma ácido sulfúrico anhidro. Los de plata, mercurio y paladio, dejan residuo metálico cuando se les calienta. Todos son descomponibles por el carbon; los de las dos primeras secciones, á escepción de los de magnesia y alúmina, producen monosulfuros cuando se calientan á una temperatura blanca, y polisulfuros, mezclados con óxidos, cuando la temperatura es rojo sombra.

Añadiendo potasa ó sosa, á la mezcla de un sulfato metálico y carbon, se obtiene sulfuro alcalino, más fácil de reconocer que los sulfatos metálicos insolubles. Esta propiedad pertenece, sin embargo, á todos los cuerpos formados por la union de las bases con los oxácidos de azufre. Los sulfatos solubles, están caracterizados por la propiedad de formar precipitado con las sales solubles de barita, el cual es insoluble en los ácidos nítrico é hidroclopórico, aun en caliente.

Calentados fuertemente sobre el carbon, en la llama interior del soplete, forman sulfuro sódico, que humedecido con agua ennegrece la plata y produce color purpúreo con una gota de nitro-prusiato sódico.

Sulfitos. Tienen sabor sulfuroso característico. Los solubles, sobre todo los alcalinos, absorben oxígeno del aire y se transforman en sulfatos; por el calor se transforman en sulfatos y en sulfuros. Los sulfitos de las cuatro últimas secciones se descomponen por el calor eliminando el ácido. Los ácidos los descomponen aislando el gas sulfuroso, reconocible por su olor; no hay precipitación de azufre. El ácido nítrico cambia

los sulfitos en sulfatos, produciendo vapores nitrosos. El cloro los hace pasar á sulfatos, descomponiendo el agua; tratados con ácido hidrocórico precipitan azufre.

Hiposulfitos. Todos son solubles en agua y descomponibles por el calor. Los alcalinos se cambian en una mezcla de sulfato y polisulfuro. Descomponibles por los ácidos, con desprendimiento de ácido sulfuroso y precipitación de azufre. El cloro y los hipocloritos hacen pasar á ácido sulfúrico, todo el azufre contenido en los hiposulfitos. Los hiposulfitos forman con el nitrato de plata un precipitado blanco al principio, luego amarillo, despues rojizo, y por último negro porque se forma sulfuro y sulfato de plata.

Carbonatos. Todos son insolubles, excepto los de potasa, sosa y amoniaco; algunos, como el de cal, son solubles en un exceso de ácido carbónico. Todos son descomponibles por el calor, menos los de potasa, sosa y amoniaco: todos son descomponibles por el vapor acuoso.

El carbon descompone todos los carbonatos, produciéndose óxido de carbono. Los ácidos los descomponen igualmente con efervescencia, debido al ácido carbónico desprendido y que puede precipitar el agua de cal ó de barita. Son descomponibles por el vapor de fósforo, quedando aislado el carbón que ennegrece la masa. Cuando se añade en un carbonato una cantidad de ácido que satura solo la mitad de la base, el ácido carbónico se une á la otra mitad y se forma un bicarbonato. Los bicarbonatos se diferencian de los carbonatos neutros, en que no precipitan en frio (lo efectúan por el calor) las sales de magnesia; mientras que los neutros forman, en igualdad de circunstancias, un precipitado insoluble.

Fosfatos. Los alcalinos son solubles en agua; los demás, solo lo son á beneficio de un ácido; por eso los fosfatos de potasa, sosa y amoniaco, forman precipitados con las sales de barita, cal y de plomo, cuyos precipitados se diferencian de los sulfatos, en que son solubles en los ácidos sulfúrico é hidrocórico. Los fosfatos ácidos producen fósforo calentados con carbon. Los neutros ó básicos mezclados con ácido bórico y carbón, tambien producen fósforo. Los fosfatos formados por óxidos reductibles, se descomponen por el calor. Los fosfatos bien desecados, y calentados en un pequeño tubo de vidrio con

potasio se transforman en fosforo alcalino, que posee la propiedad de desprender hidrógeno fosforado en contacto del agua. Los fosfatos básicos, precipitan en amarillo el nitrato de plata; precipitado, que se disuelve en el amoniaco y en el ácido nítrico. El líquido queda neutro. Los neutros forman el mismo precipitado, pero el líquido que sobrenada enrojece el tornasol. Los fosfatos insolubles pueden convertirse en fosfatos alcalinos, calentándolos con carbonato de potasa ó de sosa; neutralizando en seguida el líquido, con un ácido, se puede reconocer, por medio de los reactivos, el fosfato alcalino. Mezclados con sal amoniaco y sulfato magnésico, dan un precipitado blanco pulverulento: tratada una corta porcion de un fosfato soluble, por unas gotas de molibdato de amoniaco, forma un precipitado amarillo, despues de calentado con ácido nítrico.

Fosfitos. Todos, excepto los de potasa y sosa, son casi insolubles: vertidos sobre las ascuas, producen una llama amarilla. El ácido nítrico los convierte en fosfatos, desprendiéndose vapores rojos. Son descomponibles por el calor; reducen con facilidad las sales de oro, plata y mercurio y producen un precipitado en el agua de cal y de barita.

Hipofosfitos. Son muy solubles en el agua. El cloro los transforma en fosfatos: desprenden hidrógeno fosforado, por el calor, comunicando á la llama un tinte amarillento.

Arseniatos. Los neutros son insolubles, excepto los de la primera seccion. Los insolubles son solubles en los ácidos nítrico é hidroclórico; forman con el nitrato argéntico, y algunas gotas de amoniaco, un precipitado rojo ladrillo, así como tambien las manchas metálicas en el aparato de Marsh; calentados con ácido bórico y carbon, dan el anillo de arsénico metálico; con el hidrógeno sulfurado, forman un sulfido de arsénico amarillo, que tarda en aparecer, pero se presenta al punto mediante el ácido sulfuroso. Los arseniatos son isomorfos con los fosfatos.

Arsenitos. Producen, como los anteriores, manchas en el aparato de Marsh; su disolución concentrada, tratada con un ácido, precipita el ácido arsenioso. Reducibles con carbon y ácido bórico, dejando el anillo de arsénico. Producen con las sales de plata un precipitado amarillo claro, y con el sulfato cúprico algo amoniacal producen un precipitado verde llamado

de Scheele: Tratados con el ácido hidroclórico, y luego haciendo pasar una corriente de hidrógeno sulfurado, se forma un sulfido de arsénico amarillo, soluble en el amoniaco; sometiéndola a una gota de agua á la punta de la llama arsenical, en el aparato de Marsh, y tratándola con otra de nitrato argéntico amónico neutro, se forma el precipitado de color de ladrillo.

Boratos. Los alcalinos son solubles, los demás, insolubles; son muy fusibles; los ácidos los descomponen, quedando aislado el ácido bórico el cual comunica al alcohol la propiedad de arder con llama verde; mezclados con espato fluor y ácido sulfúrico concentrado, producen por el calor un gas que esparsa vapores densos y carboniza el papel.

Silicatos. Solo son solubles los básicos. Los insolubles son solubles calzinándolos con cuatro veces su peso de potasa; tratado el residuo por un ácido produce un precipitado gelatinoso, el cual calentado á 200° se transforma en sílice insoluble. Una vez aislado el ácido, puede comprobarse que es él, por su insolubilidad en todos los ácidos y la propiedad que tiene de producir el fluoruro de silicio cuando se le calienta con espato fluor y ácido sulfúrico, y que es reconocible, como sabemos por el precipitado gelatinoso que produce al contacto del agua.

Oxalatos. Todos son descomponibles por el calor, desprendiendo ácido carbónico, ó óxido de la misma base, ó bien en fin, una mezcla de ambos: dejan por residuos el óxido metálico puro ó un carbonato. Sus disoluciones dan con las sales solubles de cal, comprendido el yeso, un precipitado blanco, soluble en el ácido nítrico; pero no en el acético: reducidos á polvo y mezclados con sobreóxido de manganeso, producen por la acción del calor, gas ácido carbónico. Y en fin, calentados con el ácido sulfúrico de 66° , desprenden óxido y ácido carbónico.

Antimoniatos. Fundidos en la llama interior del soplete, con carbonato sódico, dejan un grano de antimonio metálico.

Su disolución clorhídrica se fracciona en el agua ocasionando un precipitado blanco: fundidos con carbonato sódico azufre y un poco de carbon pulverizado, producen un sulfo antimoniató soluble en el agua, cuya sal es precipitada por los ácidos, constituyendo un polvo granugiento de color amarillo anaranjado.

Antimonitos. Sus caractères son análogos á los de las sales precedentes. El zinc desprende de sus disoluciones ácidas, hidrógeno antimoniado, que se diferencia del arsenical por los caractères descritos al hablar de los casos de envenenamiento por este último cuerpo (véase tomo 1.º pág. 419).

Tungstos. Las sales solubles, producen con los ácidos precipitados blancos que amarillean en parte por la ebullicion y son insolubles en un exceso de ácido; en presencia del zinc, toman un color azul oscuro y despues pardo. Calentados con el sulfuro amónico y mezclados con un ácido, dan un precipitado oscuro de sulfuro tungstico: las sales insolubles, calentadas con ácido nítrico, producen ácido tungstico amarillo y pulverulento.

Molibdatos. En disolucion concentrada, los molibdatos originan en contacto de los ácidos un precipitado blanco, que es soluble en un exceso de ácido; introduciendo una lámina de zinc en estas disoluciones, toman sucesivamente una coloracion azul, luego verde, y en fin negra: puestos bajo dicha forma en digestión con torneaduras de cobre, adquieren un color rojo oscuro.

El hidrógeno sulfurado precipita de ellas el sulfido molibdico de color pardo, y la disolucion toma un tinte azul ó verde; el sulfido molibdico, es soluble en los sulfuros alcalinos, tomando el todo un color rojo oscuro.

Cromatos. Todos tienen color: á la llama interior del soplete producen, fundidos, una perla verde. Las disoluciones de las sales alcalinas neutras son amarillas, las de las ácidas anaranjadas: tratadas por el clorato estannoso ó por el ácido sulfuroso, con un poco de sulfúrico, ó bien, en fin, calentadas con alcohol y ácido hidroclórico, toman un color verde esmeralda, correspondiente al óxido crómico. Con las sales de plomo producen un precipitado amarillo; con las de plata el precipitado es de color rojo purpúreo oscuro; y en fin, las sales mercuriosas precipitan de color rojo ladrillo con dichas sales el cual cambia en verde por la acción del calor. Las sales insolubles, calcinadas con carbonato sódico, dan lugar á cromato sódico soluble en el agua, á la que comunica un color amarillo intenso.

Vanadatos. Mezclados con un ácido, sus disoluciones apa-

recen amarillas ó anaranjadas. Vertiendo sal amoniaco, en la disolucion de un vanadato alcalino, se forma un precipitado de vanadato amónico bajo la forma de un polvo blanco: calentados al aire dejan por residuo una masa cristalina de color rojizo que es ácido vanádico. El sulfuro amónico, comunica un color rojo cereza en las disoluciones salinas de vanadio: los ácidos precipitan despues bajo la forma de un polvo rojo al sulfido vanádico. En fin, las perlas de la sal de fósforo adquieren un color amarillo, al contacto de dichas sales, en la llama exterior producida por el soplete, y por el contrario, el color es verde esmeralda, en la llama interior del mismo.

Stannatos. Fundidos al soplete sobre el carbon, con carbonato sódico, producen glóbulos de estaño: fundidos con una mezcla de azufre y de carbonato sódico, producen un sulfostannato, soluble en el agua, el que es precipitado bajo la forma de sulfido estánnico de color amarillo, por la accion de los ácidos. El ácido estánnico hidratado, obtenido oxidando el estaño por el ácido nítrico, es soluble en la potasa, de cuya base es eliminado, bajo la forma de un precipitado blanco, lo mismo por la accion de los ácidos que por la de las sales alcalinas: una disolucion de estannato potásico, obtenido fundiendo el ácido estánnico y el hidrato potásico, no es precipitable por estos reactivos.

Permanganatos. Las disoluciones de estas sales tienen un color purpúreo intenso: son decoloradas por el sulfido hidrico, que precipita una mezcla de azufre y de sulfuro manganeso. Los *manganatos* tienen un color verde que pasa á rojo purpúreo por la accion de los ácidos.

RESUMEN.

1. Lavoisier definió las sales diciendo: «que eran la combinacion de un ácido con una base, en la que las propiedades de ambos estaban reciprocamente neutralizadas.» Descubiertos los hidrácidos y justificado por la análisis que en las sales haloideas, ni habia ácidos ni bases, sino dos cuerpos, uno metálico y otro metaloideo, ha sido forzoso modificar la pri-

mitiva definición de dichos compuestos, más no sin haber sostenido antes los franceses, con la escuela alemana, una curiosa polémica sobre si debían ó no admitirse los hidroclosatos, hidrobromatos, etc., de óxido; quedando en definitiva el campo por los mantenederos de las sales haloideas, es decir, los cloruros, bromuros, etc., sin presencia de oxígeno en el radical metálico, ni hidrógeno en el metaloideo, ó halógeno.

2. La definición más aceptable, por su generalidad y exactitud, respecto de las sales, es la de Berzelius: para hacerla breve é inteligible, podemos enunciarla de esta manera. «Debe entenderse por sal, la combinación de un radical electropositivo, simple ó compuesto (*amonio*) con un cuerpo halógeno ó anfígeno, simple ó compuesto.» Por consiguiente hay dos géneros de sales; *haloideas* y *anfideas*: las sales haloideas, neutras, están constituidas por un metal y el cuerpo halógeno, unidos en tal proporción, que sustituido esté último por el oxígeno, se produciría un óxido básico de la fórmula general MO , ó M^2O^3 . Las sales básicas pueden ser consideradas como sales haloideas neutras, más el óxido del mismo radical metálico, ejemplo: oxicloriguro de antimonio, y en fin, las sales haloideas ácidas, están constituidas por la sal neutra y el hidrácido del cuerpo halógeno, como sucede en el cloriguro áurico ácido. También hay sales haloideas dobles, en las que podemos considerar que una hace veces de ácido y otra de base; como ejemplo de ellas podemos citar, entre otras, el cloriguro áurico-sódico.

3. Las oxisales se dividen también en neutras, ácidas y básicas: aun cuando la acción de las sales sobre el tornasol y las tinturas azules vegetales, suele indicar generalmente el estado relativo de una sal, sin embargo, los químicos sólo atienden á la ley de Berzelius para apreciar dicho estado de neutralidad. Así, pues, consideran como sulfatos neutros, por ejemplo, aquellos en que la relación del oxígeno del óxido es á la del ácido :: 4 : 5; como carbonatos neutros, cuando dicha relación sea :: 4 : 2 etc. Por lo demás, el tornasol es una especie de sal orgánica constituida, entre otros cuerpos, por la cal y un ácido rojo (*el litmico*): cuando otro más enérgico se apodera de la base, el ácido del tornasol queda en libertad y con el color que le es propio; pero si á seguida ponemos una

base, en contacto de dicho cuerpo, vuelve á neutralizarse el ácido rojo y reconstituir la sal, á que debe el tornasol la coloracion azul que posee.

4. Las sales ácidas están constituidas por la oxisal neutra y uno, dos, ó más equivalentes del oxácido unido á la oxibase; tal sucede con los oxalatos de potasa, á saber: oxalato neutro, bioxalato, cuatrioxalato, etc. Las oxisales básicas, se hallan formadas por la sal neutra y una cantidad múltiple del óxido de la misma oxibase, por ejemplo, los acetatos neutro, sesqui y triplúmbicos, etc. Por último, en las oxisales, como en las sales haloideas, hay tambien sales dobles; ejemplo: sulfato cúprico-amónico, tartrato férrico-potásico, etc.

5. Las sales pueden poseer, entre otras propiedades, las siguientes: 1.^a *eflorescerse* (= ceder su agua de cristalización al aire seco); 2.^a *licuarse* (= absorber la humedad del aire y fundirse en ella); 3.^a *decrepitar* (= romperse las láminas cristalinas por la tensión del agua, aprisionada en ellas y reducida á vapor mediante la acción del calor); 4.^a *desflagrar* (= avivar la combustión, de los carbones ardiendo, á causa del oxígeno que dichas sales tienen en abundancia y ceden al combustible por la acción del calor).

6. Las sales pueden ser anhidras, ó bien tener agua de cristalización: en este último caso, se observa una relación múltiple entre el equivalente de la sal anhidra y los del agua con quien está unida. Las sales son parcialmente descompuestas en ácido y base cuando se hace atravesar por ellas una corriente eléctrica débil; si la acción del fluido es intensa, entonces los compuestos salinos se resuelven en sus factores elementales. Las sales son generalmente más solubles en caliente que en frío, y de aquí la aplicación práctica, tan frecuente, de obtener puras y cristalizadas las combinaciones salinas, mediante la *sobresaturación* de las mismas, á una temperatura elevada.

7. La mezcla de ciertas sales, entre otros varios cuerpos, puede producir un descenso de temperatura que suele utilizarse para preparar las *mezclas frigoríficas*. De entre ellas, la más usada es la constituida por partes iguales de hielo y sal común: hace descender la temperatura desde 0°, á - 17°.

8. Respecto á la acción que los ácidos y las bases ejercen

sobre las sales, nos referimos á lo expuesto relativamente á la manera de obrar las mismas sales entre sí, ora sea por vía húmeda ó bien por la acción del calor; es decir, á los hechos comprendidos bajo el nombre de leyes de Berthollet (véase tomo 1.º pág. 500).

9. Todas las sales insolubles, pueden convertirse en solubles mediante su ebullición con un carbonato alcalino: por consiguiente, puede decirse que bajo este punto de vista no hay sal alguna cuyo ácido deje de ser caracterizado, en disolución, por semejante medio y al contacto ulterior de los reactivos convenientemente elegidos al intento.

10. Para conocer, en una combinación binaria, el elemento electro-negativo, ó el ácido correspondiente en una sal anfidea, se recurre á ciertas reacciones recíprocas, entre los varios cuerpos objeto del estudio del químico, y que caracterizan el individuo binario ó el género de sal, asunto del problema, unas veces haciendo resaltar un carácter físico dominante y distintivo del elemento que se desea conocer, ó bien, y es lo más frecuente, produciendo ciertas coloraciones características diferenciales, en virtud de las que se viene en conocimiento de la naturaleza del cuerpo ó cuerpos, sometidos á este género de investigación.

sobre las sales, nos referimos á lo expuesto relativamente á la manera de obtener las mismas sales, entre sí, con sus por sí misma ó bien por la acción del calor, es decir, á los hechos comprendidos bajo el nombre de leyes de Berthollet (véase tomo I.º páj. 500).

3.º Todas las sales insolubles, pueden convertirse en sales mediante su ebullición con un carbonato alcalino: por consiguiente, puede decirse que bajo este punto de vista no hay sal alguna cuyo ácido deje de ser carbonatizable, en disolución, por consiguiente medio y al contacto ulterior de los reactivos convenientemente elegidos al intento.

4.º Para conocer, en una combinación binaria, el elemento electro-negativo, ó el ácido-correspondiente en una sal anhidra, se recurre á ciertas reacciones químicas, entre las cuales cuerpos objeto del estudio del químico, y que caracterizan el individuo binario ó el género de sal, resulta del problema, unas veces habiendo resuelto un carácter físico dominante, y distintivo del elemento que se desea conocer, ó bien, y es lo más frecuente, produciendo ciertas coloraciones características diferentes, en virtud de las que se tiene en conocimiento de la naturaleza del cuerpo ó cuerpos, embebidos á este género de investigación.

LECCION TERCERA.

Primer grupo de los metales que descomponen el agua.—METALES AL-CALINOS.—RUBIDIUM.—Su simbolo, equivalente y medio de obtenerlo.—Sus propiedades.—Sales y caracteres de las mismas.—**Cæsium.**—Su simbolo, equivalente y sus propiedades.—**POTASIO.**—Su simbolo, equivalente y métodos de obtencion.—Sus propiedades.—Oxidos de potasio.—Sulfuros de potasio.—**SALES HALOIDEAS DE POTASIO**, á saber; cloruro, bromuro, ioduro, fluoruro y cianuro potásico.—**OXISALES DE POTASA:** carbonatos, sulfatos, sulfito, hiposulfito, fosfato, arseniato, antimonio, nitrato, clorato, iodato, oxalato, y cianato de potasa.—**CA-RACTERES DISTINTIVOS DE LAS SALES DE POTASA.**—Resúmen

PRIMER GRUPO DE LOS METALES QUE DESCOMPONEN EL AGUA.

Metales alcalinos y térreos.

Rubidium. Este metal tiene por simbolo Rb y su equivalente es = 85,36, fué descubierto por Bunsen mediante el espectrógrafo de su invencion (véase el apéndice, tomo 1.º *espectrógrafo*).

Extraccion del Rubidium. Ciertas lepidolitas contienen más de $\frac{1}{100}$ de Rubidium: los residuos del tratamiento de estos minerales, para la extraccion de la litina, nos dan un producto abundante de Rubidium: 45 kilogramos de dichos residuos contienen.

Na, Cl.	35,77
K, Cl.	33,37
Rb, Cl.	19,75
Li, Cl.	0,19
Ca, Cl.	huellas
St, Cl.	huellas
HO.	10,92
	100,00

La extraccion del Rb, Cl se hace del siguiente modo; un

kilógramo de la mezcla se disuelve en 2,5 litros de agua y la disolución se precipita en frío por 50 gramos de platino disueltos también en agua. Cuando ya no se forma más precipitado, se decanta el líquido que sobrenada, tratándose el precipitado veinte y cinco veces seguidas, por pequeñas cantidades de agua hirviendo, (entre todo sobre 1 litro, 5).

Estas aguas de locion se reúnen, todavía calientes, al líquido antes decantado, en el cual se produce una nueva precipitación. El líquido que sobrenada se decanta por segunda vez y se evapora hasta reducirse á su volumen primitivo (2,5 litros). El precipitado platinico lavado, se reduce por el hidrógeno á una temperatura inferior al rojo; redisolviéndose en el agua régia el platino obtenido, se añade de nuevo al líquido, que de este modo se encuentra en las mismas condiciones que al principio de la operación. Desde este instante se empieza otra vez la serie de operaciones indicadas, repitiéndose así siete ú ocho veces. De modo que con 50^{gr.} de platino se extraen más de 250^{gr.} de Rb, Cl los cuales contienen todavía de 3 á 4 por 100 de K, Cl y una pequeña cantidad de Cæ, Cl. Para purificarlo se disuelven 56^{gr.} de la sal y 50^{gr.} de platino transformados en cloruro, cada uno en 1 litro de agua y se mezclan las dos disoluciones, despues de calentadas hasta ebullicion. Por el enfriamiento á 40°, se separa un precipitado acuoso fácil de lavar, por decantación, con agua. Lavado de esta manera el precipitado se reduce en una corriente de agua y el cloruro se trata de la misma manera hasta que no aparece la raya de potasio cuando se examina el producto en el espectrógrafo. Existen aun en el Rb, Cl una pequeña cantidad de Cæsium. Para separarle se transforma el cloruro en sulfato, se precipita el SO³ por el hidrato de BaO ligeramente en exceso y se evapora el hidrato de óxido de Rubidium, en seco, en una cápsula de plata, con NH³, CO². Se deseca el RbO, CO², separado por filtración de una pequeña cantidad de carbonato de barita, y se trata por el alcohol caliente que disuelve el CaO, CO² quedando insoluble el RbO, CO² del que por los métodos ordinarios se obtiene el metal.

Propiedades del Rubidium. Está caracterizado por las magnificas rayas rojas que su espectro ofrece más allá de las líneas A. de Fraunhofer, es electro positivo con relacion al potasio y electro negativo con relacion al Cæsium.

Sales de Rubidium. Son isomorfas casi todas con las de la potasa, el RbO , CrO^3 es isomorfo con el KO , CrO^3 y el RbO , SO^3 con el de potasa. El hiposulfito es igualmente isomorfo con el hiposulfito de potasa. El isomorfismo sigue en el oxalato, en el bioxalato é igualmente en el tartrato rubidio-sódico: el ferrocianuro $2\text{Rb}, \text{FeCy}^3 + 2\text{HO}$ se presenta en magníficos cristales amarillos que pertenecen al sistema prismático oblicuo disimétrico.

Cæsium. Ha sido descubierto por Bunsen por un procedimiento idéntico al del metal anterior, su equivalente es 125,55. Es el cuerpo más electro positivo que se conoce y su obtencion es muy semejante á la del Rubidium.

Las sales de Cæsium difieren de las del potásio, tanto por su forma cristalina, como por sus propiedades especiales; así que el nitrato cæsico no es rómbico como el nitro, sino exagonal y soluble en el alcohol.

Los óxidos de los metales comprendidos en la 1.^a seccion, se dividen en tres clases: *álcalis, tierras alcalinas y tierras propiamente dichas.* Los álcalis son cuatro, á saber; *potasa, sosa, litina y amoniaco:* antiguamente se les denominó sales lixiviables, en razon á que la potasa y sosa eran extraídas por lixivacion de las cenizas de las plantas. Todos son solubles en el agua.

Las tierras alcalinas, son tambien cuatro: *barita, estronciana, cal y magnesia.* Se distinguen de los álcalis, por su menor solubilidad en el agua y por la insolubilidad en ella de sus carbonatos neutros.

Las tierras propiamente dichas son en número de ocho, á saber; *alúmina, glucina, ítria, erbina, terbina, cicorna, norina y thorina.* Son completamente insolubles en el agua.

Los álcalis y las tierras alcalinas son las bases salificables más enérgicas que se conocen: poseen, á escepcion de la magnesia, que es menos soluble, un sabor particular cáustico (sabor urinoso). Destruyen los tegidos vegetales y animales; son corrosivos y cáusticos, á cuya propiedad deben su antiguo nombre de *álcalis cáusticos:* coloran en verde ciertas tinturas azules vegetales y en azul el tornasol enrojecido por los ácidos.

Ninguno de los metales de esta seccion, se halla en el estado nativo: pero la potasa, sosa, cal, magnesia y alúmina,

combinadas con los ácidos, en particular con el silícico y carbónico, constituyen la mayor parte de nuestro planeta.

También existe combinada la potasa con los ácidos vegetales en los jugos de las plantas, por cuya razón se halla en las cenizas de los vegetales; se encuentra igualmente unida al ácido fosfórico en los tegidos animales.

Hasta el año 1807, fueron considerados los álcalis y las tierras como cuerpos simples: en esta época, Davy descubrió que la potasa y la sosa podían ser descompuestas en un radical metálico y en oxígeno, mediante la corriente de una fuerte pila galvánica. Desde entonces pudo ya con seguridad predecirse, que todas las especies pertenecientes á este grupo, eran cuerpos compuestos.

Potasio.

Este metal alcalino, tiene por símbolo K (*Kalium*) y su equivalente es $\equiv 39,14$: fué descubierto en 1807 por Davy, segun queda dicho. Puede obtenerse por cualquiera de los tres métodos siguientes:

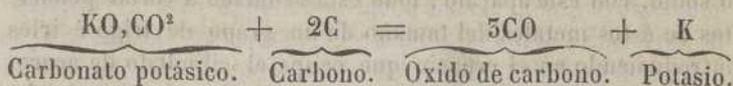
- 1.º Por la descomposición del hidrato potásico (potasa cáustica) mediante la acción de una pila eléctrica.
- 2.º Por la descomposición del hidrato potásico en presencia del hierro metálico, calentado á la temperatura rojo blanca.
- 3.º Por la destilación de una mezcla de carbonato potásico y de carbon (cremor tártaro calcinado) sometidos, dentro de una retorta de hierro forjado, á la temperatura rojo blanca.

Para obtener el potasio, por el primer método, se coloca una especie de copela de hidrato potásico sobre una lámina de platino que está en comunicación con el rheóforo positivo de la pila: hecho esto, se vierte un poco de mercurio en la pequeña cavidad de la copela, y en fin, se pone el metal en contacto con un alambre de platino puesto en comunicación á su vez con el rheóforo negativo de la pila. Desarrollada la corriente, la potasa se descompone; el oxígeno se dirige sobre la lámina de platino, mientras que el metal potasio, puesto en libertad, se amalgama con el mercurio: destilada esta amalgama, en una corriente de nitrógeno, el mercurio se volatiliza y el potasio queda como residuo.

Respecto del segundo método, ó sea descomponiendo el hidrato potásico por el hierro, á una alta temperatura, se ejecuta haciendo resbalar la potasa cáustica fundida, por un tubo de hierro doblado en forma de S y sometido á una elevada temperatura, y en fin, provisto en su interior de ovillos de alambre de hierro puro (cuerdas de clavecin ó de bandurria). Por la accion del calor, el agua de la potasa se descompone, así como tambien esta misma base; se desprende hidrógeno, se forma óxido ferroso-férrico, y el potasio volatilizado se condensa en un recipiente de cobre, casi lleno de aceite de nafta: mediante la destilacion, sobre dicho aceite, se purifica el producto.

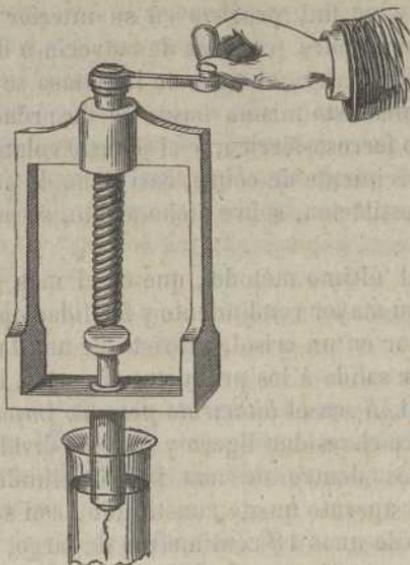
En fin, el último método, que es el más seguido en la práctica, por su mayor rendimiento y facilidad operatoria, consiste en calcinar en un crisol, provisto de una tapadera agujereada para dar salida á los productos gaseosos, el crémor tartaro comercial, ó sea el *bitartrato potásico impuro*: hecho esto, se introduce el residuo ligero y poroso, dividido en pequeños fragmentos dentro de una botella cilíndrica de hierro fundido, cuyo aparato queda constituido, con solo añadir un vástago ó tubo de unos 10 centímetros de largo, por 5 de diámetro, á los frascos de hierro en que se exporta el azogue de Almaden. Introducida, pues, la mezcla íntima de carbonato de potasa y carbon, dentro del frasco de hierro dicho, y puesto este en comunicacion con un recipiente condensador tambien de hierro, pero de poco fondo (6 milímetros) y mucha superficie (12 centímetros), no hay más que elevar gradualmente la temperatura en el horno especial construido de intento para esta operacion.

La reaccion en este caso, es muy sencilla; en virtud de la elevada temperatura la potasa cede su ácido carbónico y oxígeno, al carbon, transformando á este en óxido de carbono y dejando el metal potasio en libertad, de esta manera:



Caractères del potasio. Metal blanco, dotado de un lustre muy brillante de plata, blando como la cera y maleable; su

densidad = 0,86. Capáz de estirarse en alambres blancos y brillantes como lo ha demostrado Liebig mediante el aparato de su invencion y que segun puede verse en el adjunto grabado



(Fig. 5.ª).

se compone de una pequeña prensa de laton que tiene atornillado en su parte inferior un cilindro de acero, abierto por ambos extremos, pero con la diferencia de que mientras la abertura superior es bastante ancha la opuesta es casi capilar. Otro cilindro de acero, mucho menor que el precedente, ocupa casi á rozamiento la capacidad mencionada; y por último, un tornillo sin fin, tambien de acero, y terminado por un pequeño manubrio de laton, comprime á voluntad el cilindrito introducido en el espacio indicado.

Respecto á la manera de preparar los alambres de potasio ó sódio, con este aparato, todo está reducido á cortar pedacitos de estos metales del tamaño de un grano de trigo é irlos introduciendo en el espacio que ocupa el cilindrito de acero, para lo cual claro es que hay que sacarle de su sitio: hecho esto, se vuelve á colocar como estaba, y comprimiéndole progresivamente con el tornillo sin fin, por medio del manubrio,

fuerza á su vez á salir al potasio ó sódio, bajo la forma de alambres blancos y con brillo argentino, por la abertura mas estrecha del cilindro mayor ó receptáculo de acero.

Excusado es advertir que para que estos alambres permanezcan con su brillo metálico originario, es indispensable recibirlos sobre aceite de nafta y guardarlos dentro de un tubo de vidrio cerrado por ambos extremos y casi lleno de dicho líquido.

Duro y frágil á 0°; completamente líquido á + 55°: se volatiliza al calor rojo formando vapores verdes. Expuesto al aire, el potasio se cubre de una película blanca de óxido, por cuya razon es preciso guardarle en líquidos desprovistos de oxígeno; es decir, hidrógenos carbonados, como el aceite de nafta, ó de petróleo: fundido al aire arde con llama bastante viva. Echado en el agua, produce una pequeña detonacion, inflamándose al punto y ardiendo con una llama violácea: al abrigo del aire, el potasio descompone el agua con violencia y desprendimiento de hidrógeno. En ambos casos queda en disolucion el óxido potásico.

Durante la descomposicion del agua, mediante el potasio, se observan tres fenómenos: 1.° llama purpurina; 2.° movimiento rápido y giratorio del metal; 3.° ligera detonacion estridente, pocos momentos despues de haberse apagado la llama. Espliquemos estos tres hechos; en primer lugar, el metal descompone el agua, se apodera del oxígeno, y el hidrógeno se desprende é inflama por efecto de la elevada temperatura de la reaccion; además, el vapor de óxido de potasio comunica un tinte violáceo á la llama del gas hidrógeno: respecto al movimiento giratorio del metal, depende de que estando este á una alta temperatura (sea por la oxidacion que se verifica en su superficie, ó bien por el calor que recibe del hidrógeno que arde alrededor de él) hace pasar al estado esferoidal el agua, con quien está en contacto; en cuyo caso es rechazado por ella viéndose entonces impelido el metal á hacer dichas evoluciones en la superficie del líquido. Por último, el ruido ocasionado al fin del contacto del potasio con el agua, es debido á la rápida vaporizacion de la que rodea la última porcion del metal fundido.

El potasio, á una temperatura elevada, quita el oxígeno á

:

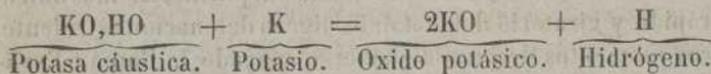
la mayor parte de los cuerpos oxigenados, y en general con produccion de calórico y luz: arde no solamente en el oxígeno, sino en todos los gases que le contienen, tales como el óxido nítrico y el ácido carbónico. Arde igualmente con llama en el cloro, y quita este cuerpo á la mayor parte de sus compuestos; y en fin, se inflama tambien en el sulfido hidrico, en el fósforo de hidrógeno y en el fluorido silíceo gaseoso, descomponiéndolos y formando combinaciones potásicas.

Combinaciones del potasio con el oxígeno. El potasio forma los tres óxidos siguientes:

- 1.º Un subóxido, cuya fórmula es = K^2O .
- 2.º Un óxido básico = KO .
- 3.º Un sobreóxido = KO^2 .

El primero, se obtiene exponiendo al aire húmedo placas de potasio que presenten mucha superficie, ó bien calentando á 500º una mezcla de potasa y potasio: no tiene importancia alguna.

El segundo, se prepara calentando un peso determinado de potasio con hidrato de óxido potásico (potasa cáustica): hé aquí la reaccion que tiene lugar.



En fin, el sobreóxido potásico se obtiene calentando el potasio en atmósfera de oxígeno seco, tampoco tiene interés.

De todos estos compuestos, el más importante es el que se conoce con el nombre de *potasa cáustica*, *pedra de cauterio* ó sea el hidrato de óxido potásico (KO,HO). Se prepara ordinariamente por medio del carbonato de potasa, sal abundante en el comercio y que se extrae en grande escala de las cenizas de la madera, en especial de varias plantas, según veremos más adelante.

Para obtener, pues, el hidrato potásico, se disuelve una parte del carbonato en diez partes, por lo menos, de agua, y se hierva esta disolucion en una cápsula de plata ó de hierro blanco y brillante, es decir, sin la menor huella de óxido; hecho esto, se añade poco á poco, pero sin interrumpir la ebullicion, media parte de cal recién apagada, para una parte de

carbonato empleado. Filtrado por lienzo el líquido y clarificada la disolución (lejía cáustica), se evapora rápidamente á sequedad en vasija de hierro limpio y brillante; se funde al calor rojo en un crisol de hierro ó de plata, y en fin se modela, bien sea en cilindros, mediante una rielera, ó bien en placas, vertiéndola sobre un plano de piedra *perfectamente seco*. Cuando se quiere obtener una potasa cáustica todavía más pura, se disuelve la anterior, denominada *potasa por la cal*, en el alcohol concentrado, se concentra suavemente el líquido dentro de una retorta de vidrio, luego se traslada á una vasija cilíndrica, y reunidas en el fondo de ella, por el reposo, todas las impurezas de la potasa (sulfatos, fosfatos, cloruros y carbonatos) se decanta el líquido alcohólico, por medio de un sifon, á otra retorta en donde se destila, con la debida precaucion hasta la tercera parte de su volúmen, y por último, se lleva el residuo, hasta la fusión ígnea dentro de un crisol de hierro ó de plata, y luego se vacía como queda dicho.

Se reconoce que la lejía de potasa cáustica, no tiene ya carbonato ó está descarbonatada, cuando bien diluido el líquido no precipite por el agua de cal, ni haga efervescencia con el ácido nítrico también diluido.

Para preparar en pequeña escala una disolución de potasa cáustica, perfectamente pura, debe seguirse el método de Wohler, que consiste en calentar al rojo, en un crisol de hierro ó de cobre, una parte de nitro (nitrato potásico), puro y pulverizado, con dos ó tres partes de torneaduras de cobre muy limpias: por la acción del calor, el nitrato de potasa se descompone en presencia del cobre, haciéndole pasar á óxido anhídrido, mientras que la potasa queda reducida ó aislada. Tratados ambos cuerpos, por el agua, se disuelve la potasa, que luego se decanta fácilmente y el óxido de cobre permanece como fijo en el fondo del líquido.

Empleándose, casi siempre, en los laboratorios la potasa cáustica en disolución, es inútil, en la generalidad de casos, tomarse la molestia de tenerla fundida; vale más guardarla en disolución al abrigo del aire.

Caractères del hidrato potásico. Es blanco, duro y quebradizo, muy delieuescente al contacto del aire: se disuelve en el agua, produciendo una fuerte elevacion de temperatura; es so-

luble en el alcohol; dotado de un sabor muy cáustico, y actúa sobre la mayor parte de los tegidos vegetales y animales, modificándolos ó destruyéndolos. Su disolucion ataca al vidrio y disuelve las vasijas de arcilla cuando se funde dentro de ellas: absorbe rápidamente el ácido carbónico del aire, al propio tiempo que la humedad. La potasa cáustica se funde al calor rojo, constituyendo un liquido diáfano é inmóvil: se volatiliza á mayor temperatura, pero sin perder su agua de hidratación que representa 16 por 100 de su peso.

La potasa es la base salificable más enérgica, y desaloja á todas las demás de sus combinaciones salinas.

Accion de la potasa cáustica en la economia animal. Una sensacion extraordinaria de ardor, desde la boca hasta el estómago; náuseas y vómitos acompañados de dolores muy agudos; ansiedad extrema; sudores frios; cólicos violentos, etc., etc. Estos síntomas terminan por la muerte ó desaparecen, y el enfermo, sucumbe, entonces, en el marasmo al cabo de algun tiempo.

Orfila, considera á la potasa cáustica como á uno de los venenos más capaces de producir las perforaciones. La dosis tóxica de este cuerpo, es relativa al grado de concentracion del álcali, á la sensibilidad del individuo y á la estension en las alteraciones químicas. Su mejor antidoto consiste en administrar una mezcla de agua y de vinagre. El empleo de una pocion con aceite de almendras dulces, parece haber producido un grande alivio en el estado de los enfermos.

Importancia terapéutica de la potasa. La potasa, tiene la propiedad de alterar profundamente los tegidos animales, por lo cual se emplea en cirugía como cauterio (*piedra de cauterio*); por su aplicacion se produce una escara gris blanda que no tarda en desprenderse. Tambien se hace uso de un polvo formado con cinco partes de potasa y seis de cal viva llamado cáustico de Viena. Para emplearlo, se deslie con alcohol ó agua de Colonia, constituyendo asi una pasta sólida y de una extremada causticidad. Para obtener la escarificacion de la piel, bastan diez minutos de contacto. Se han usado con muy buen éxito en el tratamiento de tumores cancerosos poco profundos, y sobre todo en los del seno. Se emplea la potasa en los baños á la dosis de una á dos onzas para combatir ciertos dartros y afecciones vesiculosas. Como cáustico,

no se aplica más que un fragmento grueso como una lenteja.

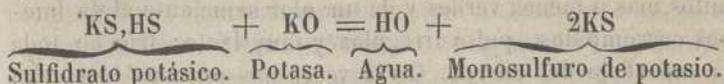
Sulfuros de potasio. El potasio y el azufre, juntamente fundidos, se unen con un vivo desprendimiento de calórico y luz: segun las circunstancias, dichos cuerpos pueden dar origen á los seis sulfuros siguientes:

- 1.º Monosulfuro (= KS).
- 2.º Sulfidrato de monosulfuro (= KS,HS).
- 3.º Bisulfuro (= KS²).
- 4.º Trisulfuro (= KS³).
- 5.º Cuadrisulfuro (= KS⁴).
- 6.º Pentasulfuro (= KS⁵).

Como se ve, tambien son estos compuestos una prueba evidente de la ley de las proporciones múltiples tantas veces mencionada.

Obtencion de los sulfuros de potasio. Se obtiene el primero (*monosulfuro* = KS) fundiendo al calor rojo intenso el sulfato potásico neutro, seco y puro, con carbon, ó en una corriente de hidrógeno: cuando la mezcla está constituida por dos partes de sulfato y una parte de negro de humo, se obtiene un sulfuro potásico, que en razon de su extrema divisibilidad y del carbon que tiene interpuesto en su masa, se inflama espontáneamente al contacto del aire; por cuya razon se le denomina á este sulfuro *piróforo*. Para preparar el monosulfuro potásico por vía húmeda ó cristalizado, se divide en dos partes iguales una disolucion de hidrato potásico, y colocada una de ellas en una vasija á propósito, se satura completamente por una corriente de gas sulfídrico y luego se añade á ella la otra porcion puesta aparte.

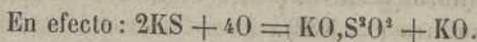
La reaccion es bien sencilla; la potasa cáustica cede su oxígeno al hidrógeno del gas sulfídrico para formar agua; el potasio se une con el azufre, y luego el sulfuro producido se une al gas sulfídrico, en reemplazo del agua que antes constituia la potasa cáustica para formar el sulfidrato, el cual es, finalmente descompuesto por la otra porcion de potasa, en agua y en monosulfuro. En efecto:



Por la evaporacion, el liquido toma la consistencia espesa,

forma película, y en fin, cristaliza: los cristales deben conservarse al abrigo del aire.

Los cristales del monosulfuro potásico, son incoloros, y con sabor y olor á huevos podridos: su disolucion es muy alcalina, y al contacto del aire amarillea y se altera á consecuencia de pasar por la accion del oxigeno, á hiposulfito de potasa.



El ácido carbónico del aire, tambien altera á este compuesto: se evidencia su pureza, tratándole por un ácido, el que no debe enturbiar el líquido. Sin embargo, rara vez deja de observarse cierta opalinidad debida á una pequeña porcion de azufre precipitado, procedente de algo de polisulfuro que casi siempre acompaña al monosulfuro.

Respecto del sulfidrato potásico, ya hemos dicho que se prepara sometiéndolo la potasa cáustica en disolucion concentrada, á una corriente excesiva de gas sulfídrico. Se presenta bajo la forma de gruesos cristales incoloros y delicuescentes.

Se obtiene el pentasulfuro potásico (higado de azufre), fundiendo al rojo incipiente partes iguales de carbonato potásico y de azufre: es una masa pardo-rojiza constituida por $\frac{1}{4}$ parte de sulfato potásico y de $\frac{3}{4}$ partes de penta ó quintisulfuro potásico (KS^5). Se licúa al aire, con desprendimiento de gas sulfidohídrico; su disolucion en el agua tiene un color amarillento; y en fin, es descompuesto por los ácidos con desprendimiento de hidrógeno sulfurado y precipitacion de azufre, bajo la forma de un polvo blanco (leche ó magisterio de azufre). Puede obtenerse tambien este compuesto, hirviendo flor de azufre con potasa cáustica diluida.

Accion en la economia animal. Este cuerpo ha dado lugar á muchos envenenamientos. Los enfermos experimentan un sabor horrible, esfuerzos violentos para vomitar, y los vómitos más ó menos verdes y de un olor semejante al de huevos corrompidos, pulso irregular y muy lento: frio en toda la superficie del cuerpo. Otras veces hay primero una gran reaccion febril, sudores abundantes, sobreviniendo luego un

resfriamiento, etc., al que sucede una gran reaccion con sintomas de una flegmasia intestinal muy violenta. Introducido en el estómago del hombre y demás animales, determina la muerte en el espacio de pocas horas. Se administra como antidoto de dicho cuerpo el agua tibia, con objeto de provocar el vómito, despues y prudentemente se dá una cucharada de cloro líquido, por cada vaso de agua. Seria mejor prescribir en este caso el cloruro de cal muy diluido en agua; pues entonces podria aumentarse la dosis de cloro en un tiempo dado. Es necesario de todo punto abstenerse en el empleo de los ácidos, pues el enfermo sucumbirá con más prontitud.

Empleo terapéutico. El hígado de azufre tomado en pequeñas dosis, estimula todos los órganos, pero en especialidad la piel, los pulmones y el aparato circulatorio; interiormente se emplea en los casos de tos crónica, reumatismos crónicos, gota, etc.: exteriormente, que es de la manera que más generalmente se usa, se aplica en el tratamiento de las afecciones herpéticas, escrofulosas y reumatismales. En cuanto á la dosis y administracion, suele prescribirse de iv á xviii en miel ó en píldoras mezcladas con jabon; se recetan tambien interiormente las aguas sulfídricas de tres á cuatro vasos por dia; exteriormente se emplea en lociones, pomadas, etc.

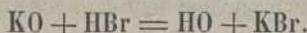
Los demás sulfuros se preparan de una manera análoga: no tienen grande importancia.

Sales haloideas de potasio. — *Cloruro potásico.* Esta sal haloidea; cuyo simbolo es KCl y el equivalente = 74,57, se halla en grande abundancia en el agua del mar y en los manantiales salados: los varechs suministran, por la incineracion y lixivacion de las cenizas, hasta 30 por 100 de cloruro potásico. Aun cuando resulta por lo general esta sal como producto secundario de ciertas operaciones químicas, puede obtenerse, sin embargo, descomponiendo el carbonato de potasa por el ácido hidroclicórico y luego concentrando el líquido hasta película cristalina. El cloruro potásico cristaliza en cubos incoloros y transparentes, que al disolverse en el agua producen un descenso notable de temperatura ($-11^{\circ},4$); tiene el mismo sabor que la sal comun, y se funde al calor rojo. El cloruro potásico ejerce un papel importante en el orga-

nismo: se emplea en la industria para la fabricacion del nitro y del alumbre. Consta en 100 partes de:

$$\begin{array}{r} 52,45 = \text{potasio.} \\ 47,55 = \text{cloro.} \\ \hline 100,00 \end{array}$$

Bromuro de potasio (KBr). Puede obtenerse esta sal descomponiendo una disolucion alcohólica de potasa cáustica por otra acuosa y muy concentrada de ácido hidrobromico: se forma agua y bromuro potásico, el que mediante repetidas cristalizaciones, llega á extraerse puro y en bellos cristales cúbicos. Hé aquí la reaccion:



Puede substituirse á la potasa el carbonato de la misma base.

Tambien puede prepararse este bromuro, tratando la disolucion etérea ó sulfocarbónica de bromo por la potasa, ó el carbonato potásico, hasta tanto que haya desaparecido la coloracion rojiza característica.

Evaporado el líquido hasta sequedad, y luego calcinado al rojo para descomponer el bromato producido, se disuelve el residuo en agua y se hace cristalizar, como en el caso anterior.

El bromuro potásico es fusible, muy soluble en agua y poco en el alcohol: sus cristales, perfectamente cúbicos, tienen una densidad = 2,14, y constan en 100 partes de:

$$\begin{array}{r} 52,86 = \text{potasio.} \\ 67,14 = \text{bromo.} \\ \hline 100,00 \end{array}$$

Se emplea en medicina, en fotografía y en los laboratorios para preparar gran número de bromuros metálicos.

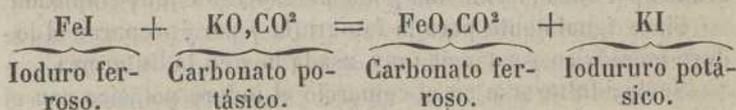
Ioduro potásico (KI). Existe esta sal haloidea en las cenizas de las plantas marítimas (varechs). Puede prepararse por los tres métodos siguientes:

1.° Descomponiendo, hasta saturacion, el carbonato potásico por el ácido hidroiódico en disolucion muy concentrada.

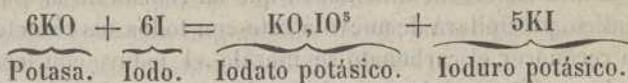
2.° Descomponiendo una disolucion hirviendo de ioduro ferroso por otra de carbonato potásico.

3.° Y en fin, disolviendo el iodo en el hidrato potásico. Para proceder por el primer método, se vá añadiendo la disolucion del ácido hidrobromico sobre la de carbonato caliente, hasta tanto que no haya más efervescencia en el liquido: evaporada hasta película, la disolucion salina, se obtiene el ioduro potásico cristalizado por enfriamiento lento y regular del liquido.

Respecto del segundo método, que es el mejor, se empieza por preparar el ioduro ferroso, á cuyo fin se pone en un matrás manuable de vidrio, una parte de iodo y ocho de limaduras de hierro puras y recien lavadas, y la suficiente cantidad de agua; favorecida por un suave calor la disolucion del ioduro ferroso, que en breve se forma, como justifica la elevacion de temperatura desarrollada en los puntos de contacto del iodo y del hierro, se filtra el liquido, y acto continuo, se descompone por la cantidad proporcional de carbonato potásico en disolucion concentrada; vuelve á filtrarse de nuevo y se evapora el liquido hasta película cristalina. La reaccion siguiente, puede darnos idea de la doble descomposicion indicada:



Por último, neutralizando la potasa por el iodo, hasta que este añadido á la legia, la comuniqué un colorrojizo persistente, se forma ioduro y iodato potásico, de esta manera:



Para transformar el iodato potásico, en ioduro, se mezcla á la disolucion una cantidad de negro de humo puro y calcinado

que represente $\frac{1}{10}$ del iodo empleado: hecho esto, se evapora la mezcla á sequedad; se calcina ligeramente el residuo. Luego no hay más que redissolver la masa en agua, filtrar y evaporar hasta película cristalina la disolución resultante.

El ioduro potásico cristaliza, ya en cubos transparentes, ó bien opacos, pero siempre blancos; su sabor es picante y salado, es deliquescente y por lo tanto muy soluble en el agua y en el alcohol. El agua clorurada, bromurada y el ácido nítrico con vapores hiponítricos descomponen el ioduro potásico, precipitando el iodo: el ioduro potásico es fusible, y cuando se disuelve cristalizado en agua produce un descenso de temperatura que llega hasta 24° . El ioduro potásico fundido presenta una reacción alcalina, lo cual hace suponer que ha sufrido en este acto un principio de descomposición.

Los cristales de ioduro potásico constan en 100 partes de:

23,70 = Potasio.

76,50 = Iodo.

Acción y empleo terapéutico. Se emplea esta sal haloidea en medicina, en las mismas circunstancias que el iodo, del cual posee todas las ventajas sin tener los inconvenientes. Se receta en dosis bastante grandes sin que haya ocasionado ningún accidente. Interiormente se receta hasta media dracma cada día. Incorporado á la injundia en la proporción de 20 á 50 granos por onza, forma una pomada resolvente muy empleada.

Sirve igualmente para la fotografía y para preparar el ioduro mercúrico, sustancia muy usada hoy en la tintorería.

Suele adulterarse en el comercio el ioduro potásico con el cloruro ó carbonato potásico; para reconocer el primero, se tratará la disolución por el nitrato argéntico amoniacal, que solo precipita el iodo bajo la forma de ioduro argéntico. Se filtra el precipitado y se vierte en el líquido ácido nítrico, el que neutralizando al amoniaco, que ha redissuelto el cloruro argéntico, precipitará de nuevo á este con todos sus caracteres. Para reconocer el carbonato se mezcla el ioduro con lechada de cal y se filtra: si después de añadir un poco de iodo, al líquido filtrado, permanece este incoloro, es una prueba de que el ioduro contiene carbonato de potasa, ó bien potasa cáustica.

En fin, puede haber una mezcla de cloruro, ioduro y de bromuro potásico, en cuyo caso se hará lo siguiente:

1.º Introducir en tres frascos de cristal, iguales, y que puedan taparse herméticamente, idénticas cantidades de una mezcla de los tres compuestos halógenos.

2.º Verter en cada frasco un exceso de disolución de nitrato argéntico; agitar por algun tiempo el líquido y dejarle en reposo hasta perfecta diafanidad y transparencia.

3.º Lavar los tres precipitados con agua destilada é hirviendo.

4.º Verter el primero de los precipitados sobre un filtro, luego desecarle y pesarle.

5.º El segundo se filtrará y pesará despues de una maceración prévia, en un exceso de bromuro de potasio en disolución bastante diluida.

6.º Y en fin, el peso del tercer precipitado, se determinará despues que haya sido agitado durante muchas horas con una disolución diluida de ioduro potásico.

De esta manera se obtendrán tres pesos diferentes, que servirán para calcular los respectivos de cada sustancia salina contenida en la mezcla analizada.

El cálculo, muy sencillo, por otra parte, que vamos á hacer para descubrir la cantidad de cloruro potásico, contenido en la mezcla, se repetirá para reconocer la proporción de bromuro: la de ioduro, se deducirá por diferencia.

La diferencia entre los equivalentes del cloruro y bromuro argéntico ($=44,57$) es al equivalente del cloruro argéntico ($=145,45$); como la diferencia D , entre los pesos del primero y segundo precipitado, es á la cantidad x de cloruro argéntico, que existe en el primer precipitado: por consiguiente:

$$\frac{44,57}{145,45} = \frac{D}{x}$$

La cantidad dada por x será transformada en cloruro potásico, lo que se conseguirá fácilmente recordando que el equivalente de este compuesto es $=74,57$.

El fluoruro de potasio (KF) se obtiene descomponiendo el carbonato de potasa por el ácido hidrofúrico: es sal delicuescente y de poca importancia.

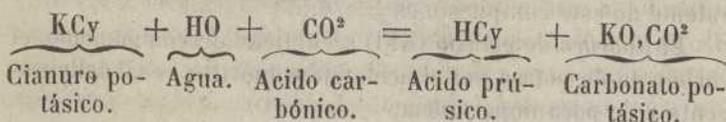
El fluosilicato potásico: ($=5\text{KFl}^3 + 2\text{SiFl}^3$) se obtiene tratando una sal soluble de potasa por el ácido hidrofúosilicico; es un polvo blanco pulverulento, casi insoluble, que se separa bajo la forma de un precipitado muy transparente, amorfo y muy móvil, cuando se trata una sal potásica por el referido ácido según dejamos dicho. Calentado con potasio, se obtiene el silicio amorfo, el cual puede cristalizar fundido después con aluminio.

Cianuro potásico ($=\text{KCy}$). Puede obtenerse por los métodos siguientes:

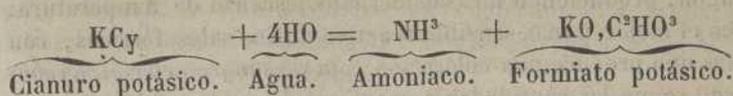
- 1.º Por la combustión del potasio en el cianógeno,
- 2.º Calcinando el ferrocianuro potásico y carbon, procedente de la calcinación de un peso igual de ácido tártrico.
- 3.º Fundiendo en un crisol de hierro 8 partes de ferrocianuro potásico anhidro con 5 de carbonato potásico puro, y separando mecánicamente de la sal fundida, el hierro reducido, por efecto de la operación. El cianuro obtenido contiene cianato.
- 4.º Y en fin, se obtiene en un grande estado de pureza, saturando por el ácido prúsico, una disolución alcohólica de potasa cáustica.

El método que suele seguirse en los laboratorios para obtener el cianuro, es el 2.º ó sea el que consiste en fundir una mezcla de ferrocianuro potásico ($=$ cianuro doble de hierro y de potasio) por el carbon poroso y dividido.

El cianuro potásico es incoloro y cristaliza en cubos; es muy fusible, posee reacción alcalina y un sabor y olor fuerte á almendras amargas: es de los venenos más violentos que se conocen. Fundido al aire, se transforma en cianato de potasa, y lo mismo cuando la operación se efectúa con el óxido plúmbico ú otros óxidos metálicos. Es muy soluble en agua y poco en el alcohol: descomponible por la acción del oxígeno del aire húmedo y del ácido carbónico. La reacción consiste; en descomponerse el agua y formarse ácido prúsico y carbonato potásico, del modo siguiente:



Hervida la disolucion del cianuro potásico, produce amoniaco y formiato de potasa: en efecto.



La propiedad eminentemente reductriz que posee el cianuro potásico, hace que se emplee con suma frecuencia como excelente medio de análisis: tambien se usa para el dorado y platingado galvánicos.

El método industrial que se sigue en Inglaterra para fabricar en muy estensa escala el cianuro potásico, consiste en hacer pasar á una fuerte temperatura, al aire atmosférico privado de oxígeno, á través del carbon vegetal impregnado de carbonato potásico: tratado el residuo por agua y evaporada la disolucion, se obtiene una gran cantidad de cianuro potásico, que acto continuo se cambia, por la adición de bierro, en prusiato amarillo de potasio.

Accion terapéutica. Es la misma que la del ácido prúsico cuando se toma interiormente. Pero en la terapéutica esterna es sin duda una de las preparaciones más importantes del cianógeno. Puede aplicarse sobre la piel recubierta por el epidermis ó de la piel cuyo dermis ha sido puesto en descubierto por una vexicacion anterior. Da un gran alivio en las cefalalgias complicadas de mal de estomago; exaspera el dolor en las cefalalgias sífilíticas. Se han obtenido magníficos resultados empleándolo como tópico; en el tratamiento de las neuralgias faciales, se emplea á la dosis de 8 á 10 granos disueltos en una onza de agua destilada, por cada 24 horas. Gradualmente puede aumentarse la dosis: si se empleara interiormente la dosis no deberia ser más que desde $\frac{1}{8}$ más que desde $\frac{1}{8}$ de grano á 4 grano, siendo su accion entonces más débil que la del ácido prúsico.

Sulfocianuro potásico. ($= \text{KCYS}^2$). Se obtiene calentando una disolucion de cianuro potásico con flor de azufre: se prepara más directamente fundiendo, de una manera íntima, 46 partes de prusiato amarillo de potasa (ferrocianuro potásico), 47 partes de carbonato potásico y 52 partes de flor de azufre. Se trata la masa por alcohol hirviendo y se abandona á la cristalización espontánea, el liquido resultante.

El sulfocianuro potásico cristaliza en grandes prismas incoloros, anhidros, delicuescentes, fusibles y muy solubles en agua, produciendo un considerable descenso de temperatura: es el mejor y más sensible reactivo de las sales férricas, con las que produce una coloracion *roja de sangre arterial, ó venosa*, según las cantidades respectivas. El ácido nítrico con gas hiponítrico, produce una coloracion análoga también con las sales férricas.

Sometida una disolución de sulfocianuro potásico, á una corriente de cloro, precipita una sustancia amorfa y pulverulenta de un hermoso color amarillo, cuya sustancia es conocida con el nombre de *persulfocianógeno*: según Laurent y Gerhardt, tiene por fórmula HCy^3S^6 .

Oxisales de potasa.

Carbonato de potasa (KO, CO^2). La potasa se combina en varias proporciones con el ácido carbónico, constituyendo particularmente dos carbonatos, uno *neutro*, y otro que para la misma cantidad de base contiene doble proporción de ácido que el anterior; por cuya razón se denomina *bicarbonato*.

Carbonato neutro de potasa. Las cenizas de todos los vegetales contienen, con muy raras escepciones, carbonatos alcalinos: si las plantas son terrestres, domina el carbonato potásico en dichas cenizas, mientras que es el carbonato sódico si los vegetales son marítimos ó por lo menos crecen en la proximidad al mar. Estas sales no preexisten en las plantas; son el resultado de la destruccion ígnea de las sales alcalinas contenidas en el vegetal, y que están constituidas por ácidos orgánicos unidos á la potasa. Por consiguiente, uno de los métodos, precisamente el más seguido en grande escala, para obtener el carbonato de potasa, consiste en cortar los vegetales, descascarlos y en seguida quemarlos en una especie de zanjas circulares, de 1 metro de profundidad, por $1 \frac{1}{2}$ metros de ancho, y cuando ya hay bastante cantidad de cenizas, se lixivian y evapora el líquido en hornos á propósito. Según es su origen, así las potasas del comercio (carbonatos impuros), llevan diversos nombres en los mercados, como potasas de América, de Rusia, de Alemania, etc.

Se determina la riqueza de una potasa comercial, por la cantidad de carbonato que es descompuesto por un peso *normal* y conocido de ácido sulfúrico; esta determinacion recibe el nombre de ensayo alcalimétrico. Nos ocuparemos de él, al hablar de las lejías de jaboneros.

Puede prepararse tambien el carbonato de potasa, deflagrando en una cápsula de hierro, una mezcla en partes iguales de bitartrato potásico (crémor) y nitrato potásico: el residuo, llamado por su aspecto *flujo negro*, empleado con frecuencia en los laboratorios como fundente reductor, se trata por agua, se filtra por un lienzo y por último se evapora hasta sequedad. Operando con una mezcla de una parte de crémor y dos de nitrato, resulta un producto blanco llamado *flujo blanco*, el que tambien se emplea como *fundente*; pero no como reductor. Este carbonato potásico contiene mucho nitrato.

En fin, cuando se desea obtener un carbonato potásico perfectamente puro, se calcina en una cápsula de plata la sal de *acederas*, *bioxalato de potasa*. Se disuelve, filtra y evapora hasta sequedad el líquido, procurando guardar, aun caliente, el producto y taparle bien para que no absorba la humedad y se licúe: puede purificarse el del comercio colocándole sobre un embudo y abandonando este encima de una campana en sitios húmedos. El carbonato que es delicuescente, absorbe la humedad, se licúa y cae á la campana: á este producto, obtenido en la forma dicha, le denominaban los antiguos *aceite de tartaro por deliquio*.

El carbonato de potasa, se presenta bajo la forma de masas ó grumos blancos de olor urinoso, sabor cáustico y tacto untuoso si hay algo de humedad en los dedos; se funde sin descomponerse, y es soluble en su peso de agua; es insoluble en el alcohol. Cristalizado en una disolucion muy concentrada, contiene dos equivalentes de agua y presenta la forma de tablas romboidales: á una temperatura elevada es descompuesto por el agua en vapor, perdiendo su ácido carbónico.

Se emplea como fundente, para analizar los minerales: es la base de los jabones blandos: consta en 100 partes de:

$$\begin{array}{r} 68,18 = \text{potasa.} \\ 31,82 = \text{ácido carbónico.} \\ \hline 100,00 \end{array}$$

Accion y empleo terapéutico. Obra como la potasa, diferenciándose de ésta, en su menor energía; sin embargo, también es venenoso; ocasiona las mismas lesiones aunque menos pronunciadas; su empleo terapéutico es el mismo que el del carbonato de sosa, del que en la leccion siguiente nos ocuparemos. Exteriormente se emplea en baños á la dosis de ij á ζ iv; y para lociones de la piel, de j á ζ ij por cada onza de agua.

Bicarbonato potásico. ($\text{KO}, \text{HO}, 2\text{CO}^2$). Se obtiene haciendo pasar una corriente, en exceso, de ácido carbónico sobre el carbonato neutro de potasa; cuyo método puede ser un buen medio de purificacion del carbonato neutro del comercio.

Para proceder por este método, se coloca la potasa del comercio (carbonato impuro) dentro de un embudo de mucha capacidad, y éste se pone en un sostenedor, pero de manera que su extremidad sea recibida por una copa ancha ú otra vasija cualquiera: dispuesto así todo, se hace llegar, mediante un tubo de desprendimiento y al fondo del embudo la corriente de ácido carbónico desprendido por el método ordinario. Todo el carbonato de potasa se cambia en bicarbonato, y la mayor parte de las sales estrañas pasan con el líquido que filtra: calcinado este carbonato, nos daría carbonato neutro químicamente puro.

Puede obtenerse igualmente el bicarbonato potásico, disolviendo cuatro partes de carbonato neutro en cinco de agua y haciendo pasar por esta disolucion el exceso de ácido carbónico.

El bicarbonato potásico, cristaliza en prismas romboidales: 100 partes de agua á 10° disuelven 23,25 de bicarbonato. A 20° , 100 partes de agua disuelven 27.

Se conoce su pureza, en que no debe producir el menor precipitado en las disoluciones magnésicas. Consta en 100 partes de:

47,07 = potasa.

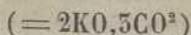
43,95 = ácido carbónico.

8,98 = agua.

100,00

Hervida la disolucion del bicarbonato, pierde la cuarta parte

de su ácido carbónico y queda reducido á sexquicarbonato.



Empleo médico. Goza de las propiedades médicas del anterior aunque en mayor grado, si bien no puede, como el carbonato, obrar como cáustico y determinar el envenenamiento; debe, pues, dársele la preferencia al último. Se emplea en la preparacion de bebidas efervescentes ó gaseosas.

Sulfatos de potasa. La potasa puede combinarse con el ácido sulfúrico en dos proporciones, constituyendo dos sulfatos, uno neutro y otro con doble cantidad de ácido que el primero, para la misma base; es decir, un bisulfato.

Sulfato neutro de potasa. (KO, SO^2) . Casi siempre se obtiene como residuo de varias operaciones en los laboratorios. Puede prepararse descomponiendo el carbonato potásico, hasta que no produzca más efervescencia, por el ácido sulfúrico: esta sal cristaliza en prismas exaedros terminados por pirámides exaedras, incoloros transparentes y de sabor amargo; fusibles sin descomponerse. El sulfato potásico es insoluble en el alcohol.

Empleo médico y dosis en su administracion. Es un purgante muy débil y poco empleado. Sin embargo, en dosis fraccionadas, se administra con éxito á las mujeres, despues del parto, para disminuir la secrecion de la leche cuando no crian: en este caso obra escitando débilmente el tubo intestinal. Tambien se prescribe en casos de obstruccion de visceras, afecciones crónicas del higado, etc. Como purgante la dosis es de ʒiv á ʒj disuelto en el agua; en las demás circunstancias tan solo de $10^{\text{gr.}}$ á ʒj .

Bisulfato potásico. $(\text{= } \text{KO}, \text{SO}^2, \text{SO}^2)$. Resulta como residuo en la obtencion del ácido nítrico, descomponiendo el nitrato potásico por el ácido sulfúrico: puede prepararse tambien tratando una parte de sulfato de potasa neutro por media parte de ácido sulfúrico. Se evapora y cristaliza el líquido por el método ya descrito

El bisulfato potásico sirve para las análisis minerales, porque no se descompone sino á una temperatura de 600° . Tambien se utiliza para la extraccion del ácido sulfúrico anhidro.

El sulfato potásico neutro, se utiliza mucho en la industria, para los alumbres, nitro, etc.

Nitrato potásico.—*Nitro, salitre.* ($=\text{KO},\text{NO}^{\text{e}}$). Esta sal existe con abundancia en América, España, la India, Egipto y en la isla de Ceylan, unas veces en la superficie de la tierra y otras en los terrenos calizos secundarios: los peruanos designan bajo el nombre de *caliche*, una mezcla natural de arena, arcilla y nitro, en cuya mezcla, hay de 20 á 65 por 100 de nitro. Esta formación constituye capas de dos á tres metros de espesor en una estension de 80 á 400 metros.

Obtencion del nitrato de potasa. La obtencion del nitro ó nitrato potásico, podemos considerarla de la manera siguiente:

1.º Preparacion directa del nitro en los laboratorios, por los medios ordinarios.

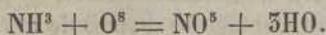
2.º Nitrificacion artificial.

3.º Conversion del nitrato de sosa y demás nitratos en el de potasa.

Para el primer caso, no hay más que aplicar el método general tantas veces indicado, á saber: tratar el carbonato potásico por el ácido nítrico, hasta tanto que no haya desprendimiento de ácido carbónico; evaporar el líquido, y en fin, hacerle cristalizar por los medios ordinarios.

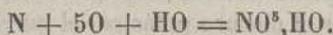
Respecto del segundo caso, ó sea la fabricacion artificial del nitro, industria casi abandonada ya en Europa, desde que la libertad comercial del nitro se ha establecido en todos los mercados del mundo podemos considerarla reducida á transformar en ácido nítrico el nitrógeno de las sustancias de origen orgánico vegetal ó animal, en presencia de bases alcalinas y térreas con quien dicho ácido puede unirse, y en fin, figurando en primera línea, como es consiguiente en semejante reaccion, el oxígeno del aire: en cuanto á la teoría correspondiente á esta especie de fermentacion del nitrógeno elemental de las sustancias orgánicas, que en este caso se verifica, podemos considerarla, bien sea produciéndose primeramente amoniaco á espensas del hidrógeno y en presencia de una base, como constantemente sucede por la accion del calor, y en cuyo caso el hidrógeno del álcali volátil, unido con el oxígeno del aire formaria agua, y el nitrógeno naciente se combinaria á su vez con dicho oxígeno atmosférico, dando origen al ácido nítrico

que acto continuo se une á las bases; la reaccion podemos expresarla por la siguiente fórmula:

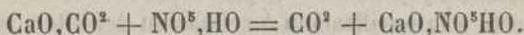


ó bien podremos admitir que en virtud de las reacciones químicas, que tienen lugar en el acto de la fermentacion pútrida, el oxígeno del aire se ozoniza y une directamente con el nitrógeno de la atmósfera, constituyendo el ácido nítrico, el cual arrastrado por las lluvias y en presencia de los carbonatos térreos ó alcalinos con quien se halla en contacto los descompone, originándose nitratos de estas bases y desprendiéndose el ácido carbónico. Las ecuaciones siguientes pueden dar una idea aproximada de esta reaccion:

Primer periodo.



Segundo periodo.



ó bien, en fin, puede admitirse, como algunos pretenden, que por efecto de dicho juego de afinidades, el agua se descompone produciéndose con sus elementos y los del aire, amoniaco y ácido nítrico, ó lo que es lo mismo, nitrato de amoniaco, como sucede durante las tempestades. Esta sal obra luego por doble descomposicion con las bases y carbonatos térreos, obteniéndose en definitiva un nitrato térreo ó alcalino y desprendimiento de amoniaco.

En resumen los resultados prácticos á que esta teoria tiende, son á considerar la molécula del nitrógeno, en rotacion continua del aire al amoniaco, de aqui al ácido nítrico y viceversa, siendo en definitiva la atmósfera el grande depósito de este gérmen elemental de vida para las plantas y los animales.

En fin, para convertir los nitratos térreos en nitrato impuro, de potasa, se les sujeta á una série de lexivaciones con cenizas vegetales del interior de los continentes, es decir, que

sean potásicas; ó bien empleando sucesivamente con el mismo objeto, primero una disolucion muy concentrada de cal cáustica, luego otra de sulfato sódico, y por último, otra disolucion de cloruro potásico: veamos de explicar las reacciones que tienen lugar por este método.

Las tierras salitrosas, tratadas por agua, ceden á este líquido todos los nitratos de magnesia, cal, potasa y aun de sosa que poseen: pues bien, la cal cáustica descompone el nitrato magnésico, precipita el óxido térreo y se une á su ácido, y esto puede justificarse mediante una operacion directa entre ambos cuerpos, es decir, entre el agua de cal y una disolucion de nitrato magnésico.

Por consiguiente, las aguas salitrosas, despues de tratadas por la cal, solo contienen nitrato cálcico, potásico y tal vez sódico: en tal disposicion, se vierte el sulfato de sosa, el cual actúa únicamente sobre el nitrato calizo, produciendo sulfato de cal (yeso) y nitrato de sosa. En fin, se trata luego el residuo salitroso, por el cloruro potásico, el que en virtud de una de las leyes de Berthollet (la de la menor solubilidad de las sales por via húmeda), descompone el nitrato de sosa, originándose nitrato potásico y cloruro sódico, ó sal común.

Respecto á la purificacion ó refinacion del nitro, se practica por repetidas cristalizaciones, en razon á que entre todas las sustancias que le impurifican, ninguna sigue tan marcadamente como él la ley de solubilidad observada en las sales y en razon directa, por lo general, de la temperatura.

Para reconocer la pureza de un nitro comercial pueden seguirse los métodos siguientes:

1.º Ejecutar una disolucion y cristalicacion comparativa entre un peso dado de nitro químicamente puro y otro igual de salitre impuro.

2.º Desflagrando en un crisol enrojecido, una mezcla de 20 gramos de salitre impuro, 5 gramos de carbon y 80 de sal comun, con el objeto de transformar todo el nitro en carbonato de potasa; tratada la mezcla por agua, se obtiene una lejia que acto continuo, se somete á un ensayo alcalimétrico. La cantidad de álcali real representa la del nitrato potásico ensayado.

3.º En fin, puede averiguarse la pureza de un nitro dado,

decolorado en una disolucion, de un peso conocido de él, una cantidad conocida tambien de tintura de añil (sulfato de indigotina), disuelta en el ácido hidroclicóric, y esto en virtud de la accion ulterior ejercida sobre dicho nitrato por el ácido sulfúrico que al efecto se añade.

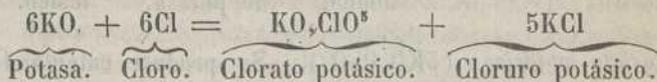
Caractéres del nitrato potásico. Sal que cristaliza en largos prismas exaedros terminados por pirámides igualmente exaedras, y anhidros; su sabor es fresco, luego picante y amargo; se funde á 550°; á una temperatura más elevada, se descomponen: echados sobre las aguas, deflagran; es dimórfico, y en fin, muy poco soluble en alcohol.—Ingerido á altas dosis en la economía animal, ocasiona graves desórdenes, sobre todo en las vías urinarias: impregnando papel de nitro y quemándole, se produce un gas útil para calmar las sofocaciones asmáticas. Su principal uso es para la fabricacion de la pólvora, de que más adelante nos ocuparemos.

100 partes de nitrato potásico contienen:

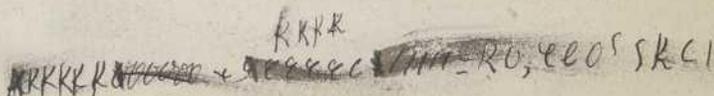
$$\begin{array}{r} 46,60 = \text{potasa.} \\ 53,40 = \text{ácido nítrico.} \\ \hline 100,00 \end{array}$$

Clorato potásico (KO, ClO^5). Se obtiene dirigiendo una corriente de cloro á una disolucion concentrada de potasa cáustica: pasado cierto tiempo, se ven aparecer escamas cristalinias de clorato potásico, que recogidas, disueltas y purificadas por repetidas cristalizaciones, constituyen este producto en buenas condiciones ya para sus diversos usos en nuestros laboratorios, entre otros el de producir grande cantidad de oxígeno ó ser un poderoso agente de oxigenacion. Tambien se emplea el clorato potásico para la fabricacion de pistones.

La teoria de la obtencion del clorato potásico, por el método anterior, está expresada por la reaccion siguiente:

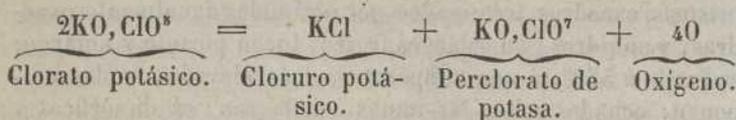


Segun dejamos dicho, el clorato potásico cristaliza en escamas ó láminas exagonales é incoloras, es soluble en agua,

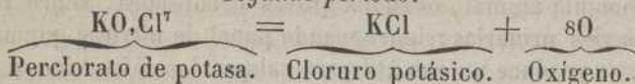


pero no en alcohol. Deflagran echados sobre las ascuas. Funde á 400° y se descompone en oxígeno y en perclorato de potasa; cuya sal, á mayor temperatura, pierde todo su oxígeno quedando reducida á cloruro potásico, de este modo:

Primer periodo.



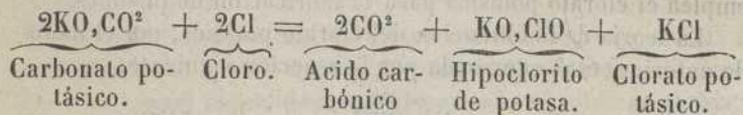
Segundo periodo.



El clorato potásico, produce mezclas explosivas asociado á los cuerpos combustibles; tal acontece cuando se contunde entre dos cuerpos duros, un poco de dicha sal y de azufre ó fósforo. Consta en 100 partes de:

$$\begin{array}{r} 58,48 = \text{potasa.} \\ 61,57 = \text{ácido clórico.} \\ \hline 100,00 \end{array}$$

Hipoclorito de potasa, ó agua de Javel (= KO, ClO + KCl). Se dá este nombre á un líquido que sirve para blanquear las telas y desinfectar: es, como su fórmula indica, un hipoclorito de potasa, con más ó menos cantidad de cloruro potásico. Se prepara haciendo llegar una corriente de cloro á una disolución no concentrada de carbonato potásico; en efecto:



Fosfato potásico: (5KO, PhO⁵). Se produce calentando una mezla de ácido fosfórico y un exceso de carbonato de potasa, el cual abandona tres equivalentes de ácido carbónico: esta sal forma pequeños cristales muy solubles. Saturando el

carbonato potásico por el ácido fosfórico, hasta reacción ácida, se obtienen gruesos cristales muy regulares de una sal que tiene por fórmula = $\text{KO}, 2\text{HO}, \text{PhO}^5$.

Hiposulfito potásico (= $\text{KO}, \text{S}^2\text{O}^3$). Se obtiene hirviendo una disolución de sulfito potásico (esta se prepara descomponiendo el carbonato por el ácido sulfuroso) con flor de azufre.

Evaporado convenientemente el líquido, cristaliza reteniendo diversas proporciones de agua; es muy soluble en este líquido.

Silicato de potasa, licor de pedernales, vidrio soluble de Fuchs (= KO^3SiO^3). Se obtiene fundiendo una mezcla de 10 partes de potasa del comercio, 15 de cuarzo pulverizado y de una parte de carbon; resulta un vidrio, que disuelto en cinco partes de agua hirviendo y estendido sobre telas ó maderas, se deseca rápidamente y forma una especie de vidrio que hace incombustibles dichos objetos; por cuya razón se emplea en la construcción naval y también para las telas ligeras que suelen ocasionar inflamadas, quemaduras mortales á las señoras; y en fin, para los telones escénicos. Actualmente se prefiere para el mismo fin, los fosfatos y boratos de amoniaco, y sobre todo el cloruro de calcio.

Cianato potásico (= KO, CyO). El mejor método para obtenerle, consiste en calcinar ocho partes de prusiato amarillo de potasio y hierro (ferrocianuro potásico), tres partes de carbonato potásico desecado, y añadir poco á poco á la masa en fusión 18 partes de óxido plúmbico: se decanta el cianato potásico en fusión y se le hace cristalizar en alcohol hirviendo.

El hiposulfato, arseniato y oxalato potásico, se obtienen directamente, descomponiendo el carbonato potásico por los respectivos oxácidos, y cristalizando las sales por los medios ordinarios.

Estudio de la pólvora bajo el punto de vista químico. La pólvora puede definirse en general, diciendo, que es una mezcla íntima en varias proporciones de nitro, carbon y azufre.

Datos históricos relativos al descubrimiento de la pólvora de cañon. La pólvora de cañon, es sin duda uno de los descubrimientos más importante en la ciencia. Según noticias verídicas, los chinos han conocido desde el primer siglo de nuestra era, una mezcla análoga á la pólvora de cañon; sin em-

bargo, no la han utilizado en el arte de la guerra sino mucho tiempo despues.

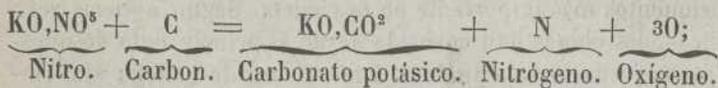
Los romanõs se sirvieron ya en las guerras de la república, de *pez*, *resinas*, *betun* y otras sustancias inflamables, que lanzaban al enemigo durante el sitio de las villas.

Pero la primera noticia exacta, acerca de la composicion de la pólvora de cañon, data del siglo VIII y se debe á *Marcus Græcus*: en efecto, en un manuscrito latino de la biblioteca Real de París, intitulado *Varii tractatus de alchimia*, se halla en el folio 69 un pequeño tratado inédito con el título de *Liber ignium ad comburendos hostes*, y que empieza así: *Incipit liber ignium à Marco Græco descriptus*, en el que el autor indica muchos medios de combatir á grandes distancias al enemigo: entre otros, aconseja el reducir á polvo en un almirez de mármol, *una libra de azufre*, *dos libras de carbon y seis de salitre*; hecho esto, poner cierta cantidad de esta masa dentro de una *cubierta larga, estrecha y bien cerrada*, añadiendo que cuando se inflamaba se la veia volar en el aire (son los cohetes): *«tunica, ad volandum.»* Y por el contrario, continúa el autor, la cubierta con la que se quiera imitar el trueno, debe ser *corta y espesa, llena hasta la mitad y fuertemente atada con una cuerda*; que vienen á ser los petardos.

Pólvora.

Mezclando intimamente salitre, azufre y carbon, se obtienen materias que por la accion de un calor elevado deflagran y desprenden súbitamente un volúmen considerable de gas. Cuando la combustion se verifica en un espacio reducido, la reaccion de los gases contra las paredes que le cierran, puede ser bastante enérgica para romper y hacer saltar con más ó menos fuerza la pared que ofrece menos resistencia.

Si por ejemplo, se mezcla un equivalente de nitro, KO,NO^{s} , con un equivalente de carbono, se forma, por deflagracion, un equivalente de carbonato de potasa, uno de nitrógeno y tres de oxígeno:



se desprenderán, pues, dos volúmenes de nitrógeno y tres de oxígeno.

Podemos calcular aproximadamente el volúmen gaseoso que desenvuelve el volúmen de la mezcla explosiva. En efecto, un equivalente de nitrato de potasa pesa 101,14; el peso de un equivalente de carbon es 6; luego el de la mezcla será 107,14. Supongamos que esta mezcla pulverulenta ocupe el mismo volúmen que un peso igual de agua; podremos admitir en consecuencia que un peso = 107^{gr.},14 de mezcla ocupa el volúmen de 1^{lit.},07. Ahora bien, este peso de mezcla produce por deflagracion 1 equivalente = 14 de nitrógeno y 3 equivalentes = 24 de oxígeno.

1 litro de ázoe á 0°, y bajo la presion de 0^m,760, pesa 4^{gr.}257.
1 — de oxígeno — — — — 4^{gr.}429.

El volúmen que ocupa el gas nitrógeno á 0° y bajo la presion 0^m,760 será dado por la proporcion.

$$1,257 : 1,000 :: 14 : x, \text{ de donde } x = 11^{\text{lit.}},13.$$

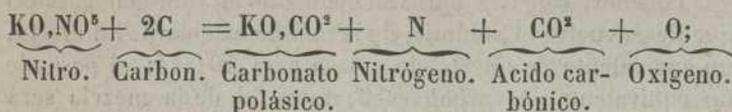
El volúmen que el oxígeno desprendido ocupa en las mismas circunstancias, se deducirá de la proporcion siguiente :

$$1,429 : 1,000 :: 24 : y, \text{ de donde } y = 16^{\text{lit.}},79.$$

Así, pues, un volúmen de mezcla explosiva, representado por 1^{lit.},07 dá 27^{lit.},92 de gas á 0° y bajo la presion de 0^m,760; es decir, un volúmen 27 veces mayor que el de la materia inflamable. Pero en realidad el volúmen gaseoso, en el momento mismo de su formacion, escede en mucho al que acabamos de calcular, porque se dilata considerablemente por el desprendimiento instantáneo de calor que produce la combustion; pudiendo admitirse que la expansion es por lo menos tres veces mayor que la deducida del cálculo, en el supuesto de que la temperatura de los gases se reduzca á 0°.

Si se mezcla un equivalente de nitrato de potasa con dos de carbon, se forman un equivalente de carbonato de potasa,

un equivalente de nitrógeno, un equivalente de ácido carbónico y un equivalente de oxígeno.



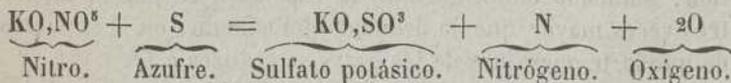
Como el equivalente del ácido carbónico se halla representado por dos volúmenes, se desprenderán también cinco volúmenes de gas, es decir, que la expansión será la misma que en el caso anterior; pero la fuerza de proyección podría ser más considerable si la temperatura fuera más elevada en el acto de la combustión.

Por último, si se unen cuatro equivalentes de carbon con un equivalente de nitro, se desprenderán un equivalente de nitrógeno y tres de óxido de carbono.



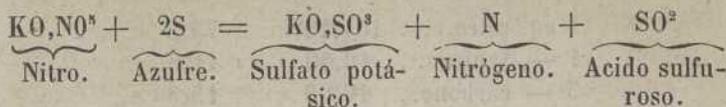
Un volumen de óxido de carbono solo contiene medio volumen de oxígeno; luego se producirán seis volúmenes de óxido de carbono, que con los dos de nitrógeno formarán, ocho volúmenes. La expansión será por consiguiente mucho mayor en este caso que en los anteriores, aunque la fuerza de proyección podrá ser más débil, si el calor desprendido es menos considerable. Por otra parte, en la mezcla que hemos supuesto, una porción del carbon queda sin arder.

Las mezclas de nitro y azufre producen igualmente, por explosión, volúmenes considerables de gas: en efecto, una mezcla de un equivalente de nitro y uno de azufre, produce un equivalente de sulfato de potasa, uno de nitrógeno y dos de oxígeno.



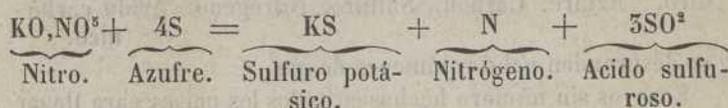
Se forman, pues, cuatro volúmenes de gas.

Con un equivalente de nitro y dos de azufre resulta:



Es decir, cuatro volúmenes de gas; pues el equivalente del ácido sulfuroso se halla representado por dos volúmenes.

Una mezcla de un equivalente de nitro y cuatro de azufre da:



resultan así dos volúmenes de nitrógeno y seis de ácido sulfuroso: total ocho volúmenes de gas. En realidad el volumen gaseoso es menos considerable, por no ser completa la combustion del azufre.

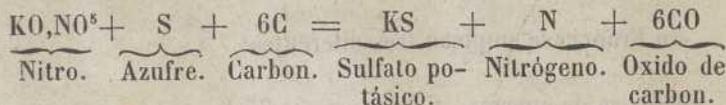
Se ve por lo dicho, que las mezclas de nitro y carbon producen generalmente mayor volumen de gas que las de nitro y azufre; pero estas últimas son más combustibles.

La esperiencia ha hecho ver que las mezclas dotadas de mayor fuerza de proyeccion, son las que se forman con nitro, carbon y azufre:

Una mezcla de

4 eq. nitro. . . .	401
4 — azufre. . . .	46
6 — carbono. . . .	56
	153

produce

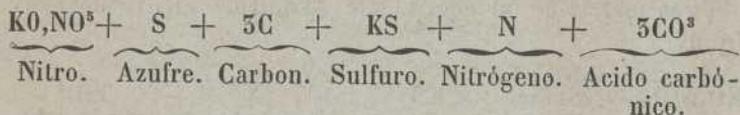


es decir, 14 volúmenes de gas. Pero en rigor el volumen gaseoso es menos considerable, porque gran parte del carbon se sustrae á la combustion, y no es excesiva la temperatura.

La mezcla siguiente posee más fuerza de proyeccion:

1 eq. nitro. . .	101,14	74,8
1 — azufre. . .	16,00	11,9
3 — carbono. .	18,00	13,5
	<u>135,14</u>	<u>100,0</u>

se tiene de este modo:



y se desprenden ocho volúmenes de gas.

Ensayos sin número hechos en todos los países para llegar empíricamente á determinar la mejor composición de la pólvora, han demostrado que la dosis real ó más conforme con los resultados de la esperiencia, difiere muy poco de la composición teórica que acabamos de indicar.

En España, la pólvora de guerra tiene la composición siguiente;

Salitre.	75,0
Azufre.	12,5
Carbon.	12,5
	<u>100,0</u>

Se usá también para la pólvora llamada de presión, la de:

Salitre.	75,0
Azufre.	10,0
Carbon.	15,0
	<u>100,0</u>

En Francia se emplean tres diferentes:

Pólvora de guerra.	Salitre. . .	75,0
	Azufre. . .	12,5
	Carbon. . .	12,5
		<u>100,0</u>

Pólvora de caza. .	Salitre. . . .	76,9
	Azufre. . . .	9,6
	Carbon. . . .	13,5
		<u>100,0</u>

Pólvora de mina. .	Salitre. . . .	62,0
	Azufre. . . .	20,0
	Carbon. . . .	18,0
		<u>100,0</u>

La pólvora de guerra prusiana contiene:

	Salitre. . . .	75,0
	Azufre. . . .	11,5
	Carbon. . . .	13,5
		<u>100,0</u>

Pólvora de guerra inglesa y austriaca.

	Salitre. . . .	75,0
	Azufre. . . .	10,0
	Carbon. . . .	15,0
		<u>100,0</u>

La de Suecia:

	Salitre. . . .	75,0
	Carbon. . . .	16,0
	Azufre. . . .	9,0
		<u>100,0</u>

La pólvora china:

	Salitre. . . .	75,7
	Carbon. . . .	14,4
	Azufre. . . .	9,9
		<u>100,0</u>

La pólvora de mina francesa, es la única que se separa notablemente de la composición teórica que acabamos de indicar, lo cual es debido á que esta especie de pólvora no necesita poseer demasiada fuerza de proyeccion; y como el gobierno

impone un derecho considerable sobre la pólvora de caza, trata de preparar la de mina de modo que no pueda reemplazarse por aquella. En efecto, la pólvora de mina tiene mucha menos fuerza, y deja un residuo que ensucia y entorpece rápidamente el ánima de las piezas.

La pólvora debe satisfacer á diversas condiciones, variables segun la clase de armas á que se destina. Cuando su fuerza explosiva es demasiado enérgica, la inflamacion de la carga es tan instantánea, y tan fuerte la reaccion contra las paredes del arma, que esta se abre y rompe con frecuencia. Al contrario, si dicha fuerza no es la suficiente, el proyectil es arrojado fuera del ánima de la pieza antes de inflamarse la totalidad de la carga, y una parte de esta se consume sin efecto útil. La pólvora más conveniente para las armas de fuego, es aquella que ardiendo por entero en el tiempo que emplea el proyectil para recorrer el ánima de la pieza, le imprime, no instantánea, sino sucesivamente, toda la fuerza de proyeccion que es capaz de desenvolver. Se concibe por esto que la calidad de la pólvora deberá variar segun las disposiciones y dimensiones del arma para que debe servir. A igualdad de dosis, puede alterarse la calidad de la pólvora, empleando carbon más ó menos carbonizado, dando á la materia más ó menos densidad y consistencia, ó variando el tamaño de los granos.

En resúmen, el resultado teórico más sencillo de las reacciones recíprocas de los tres cuerpos citados, es el siguiente:

- 4 equivalente de sulfuro potásico. = KS.
 4 — — — nitrógeno. . . . = N = 2 vol.
 5 — — — ácido carbónico. = 3CO² = 6 vol.

Suponiendo que el volúmen de 100 gramos de pólvora, sea igual al de 100 centímetros cúbicos, resultará en la combustion de esta cantidad de pólvora 52,850^{cc.} de mezcla gaseosa (ácido carbónico y nitrógeno) cuyo volúmen será todavía mayor, segun queda dicho, en razon de la alta temperatura producida en el acto de su formacion.

Tales son los datos teóricos que esplican los efectos mecánicos de la pólvora; pero segun los recientes experimentos de Bunsen y Schischkoff, 100 gramos de pólvora solo produ-

cen 19,510^{cc.} de gas, cuya tension (tomando en cuenta la temperatura de la combustion, que segun estos señores es de 5,340°), no pasa de 4,575 atmósferas, en vez de 50 á 100 como antes se creia.

Los efectos de la pólvora no dependen solamente de su composicion, sino tambien de sus condiciones fisicas: la estre-mada division de la pólvora es perjudicial á la produccion de su efecto máximo; en cambio, los granos demasiado gruesos tie-nen á su vez graves inconvenientes, segun se ve por el cuadro que á continuacion consignamos.

Resultados obtenidos con el mortero de ensayo empleando 30 gramos de pólvora.

Estado de la pólvora.	Proyeccion del globo ó proyectil de ensayo.
Reunida en masa.	No sale del arma.
Dividida en 7 ú 8 pedazos. .	Apenas es lanzado fuera del arma.
— — 12 á 15.	Lanzado á 50 metros de dis-tancia.
— — 50.	Lanzado á 9 ^m ,085.
Reducida al grueso de la pólvora de guerra.	Lanzado, término medio, á 52 metros.

La esperiencia ha demostrado, que los tamaños más con-venientes para las diversas especies de pólvora, son los si-guientes:

Especie de pólvora.	Grandor del grano expresado en milésimas de milímetro.	
Pólvora de cañon y de mina.	1 ^{mm} ,4 á 2 ^{mm} ,5	
Id de fusil.	0 ^{mm} ,6 á 1 ^{mm} ,4	
Id de caza. {	fina.	0 ^{mm} ,5 á 1 ^{mm} ,0
	superfina.	0 ^{mm} ,25 á 0 ^{mm} ,5
	real.	0 ^{mm} ,25 á 0 ^{mm} ,4

Propiedades de la pólvora. Esta mezcla participa de las pro-piedades de los cuerpos que la constituyen; así que, si es ne-gra (esceso de carbon), tiene sabor fresco y picante (nitro), y

huele, mediante el frote húmedo, á pajuela (azufre): la pólvora solo se inflama á la temperatura de 500° y aun así ha de aplicarse bruscamente el calor. Sin embargo, puede inflamarse también por el choque cuando este produzca una temperatura conveniente.

La análisis de la pólvora está fundada en la solubilidad del nitro en el agua y del azufre en el sulfuro de carbono: el carbon se dosiza por diferencia.

Fabricacion de la pólvora. En primer lugar, se eligen las primeras materias, nitro, carbon y azufre, en el mayor estado posible de pureza; á saber: el nitro refinado y en pequeños cristales; el azufre, ha de ser de 1.° suerte, y por último, el carbon conviene que sea ligero y poroso, como por ejemplo, el de retama. Hecho esto, se procede á la fabricacion de la pólvora, que por lo general consta de las operaciones siguientes:

- | | |
|------------------|------------------|
| 1.° Trituracion. | 4.° Compresion. |
| 2.° Mezcla. | 5.° Granulacion. |
| 3.° Humectacion. | 6.° Deseccacion. |

Considerando fuera de nuestro propósito el estendernos demasiado en los detalles de estas operaciones, más bien del dominio de la química aplicada, que de nuestras generalidades elementales, nos limitaremos á decir, muy en resúmen lo más esencial de cada una de ellas.

La trituracion se ejecuta en una especie de morteros de madera, provistos de sus correspondientes manos ó trituradores movidos por un árbol ó eje central, á quien pone en actividad el agua, el vapor, ó bien la fuerza animal. Triturada previamente, en dichas cazoletas de madera, la mezcla de azufre y carbon, se añade el nitro y se introduce el producto en un nuevo tonel denominado *mezclador*; hecho esto, se humedece la pasta, y despues de bien prensada se procede á su granulacion en cribas especiales; y por último, se deseca la pólvora, bien sea al aire libre, ó mediante el calor artificial.

Además de estas operaciones generales, á que de ordinario se somete la pólvora de guerra, todavía se sujeta, sobre todo la de caza, á otro tratamiento especial denominado lustre, brillo ó empabonamiento: con este objeto, se introduce la pólvora de buena calidad en ciertos toneles y mediante la ro-

tacion de los mismos, se redondean, alisan y lustran los granos de pólvora.

Caractères de las sales de potasa. Dada una sal, se reconoce que la base es de potasa por los caractères siguientes:

1.º El cloruro platinico produce un precipitado amarillo, poco soluble en agua y mucho menos en alcohol, que es un cloruro doble de platino y de potasio.

2.º El ácido hidrosilícico, vertido en las disoluciones de potasa da lugar á un precipitado gelatinoso y opalino de fluoruro doble de potasio y de silicio.

3.º El ácido perclórico produce un precipitado blanco cristalino de perclorato de potasa.

4.º El sulfato de alúmina, forma en las disoluciones concentradas un precipitado blanco de alumbre, ó sea de sulfato doble de alúmina y potasa.

5.º El ácido tártrico produce, como en el caso anterior, un polvo blanco y cristalino de bitartrato potásico, que aparece prontamente cuando se agita con rapidez el líquido.

6.º Finalmente, el ácido nitro-pírico ó carboazótico precipita las sales de potasa bajo la forma de un polvo amarillo.

RESUMEN.

1. El potasio es uno de los metales más electro-positivos que se conocen. Se obtiene por varios métodos; el mejor es el de Mareska y Donny, que consiste en descomponer en frascos de hierro fundido y á una elevada temperatura; el carbonato de potasa negro y poroso resultante de la deflagracion en un crisol, convenientemente dispuesto, del cremor tártrico del comercio (bitartrato potásico). Hay que conservar el potasio en líquidos que no contengan oxígeno, tales como el aceite de nafta ó de petróleo (hidrógenos carbonados), porque el potasio, que descompone el agua con combustion espontánea, á la temperatura ordinaria, quita igualmente el oxígeno á todos los cuerpos que le contienen.

2. El potasio es un metal tan blando como la cera, de color blanco y lustre brillante como la plata, y en fin más ligero

que el agua; se une con el oxígeno en varias proporciones, constituyendo diversos óxidos, de los que el más importante es el *hidrato de óxido de potasio*, *pedra de cauterio* ó *potasa cáustica*: se obtiene descomponiendo el carbonato de potasa por una lechada de cal, en ligero exceso, filtrando por lienzo y evaporando en vasija de hierro limpio, hasta fusión ígnea.

3. Bajo el nombre de potasas, circulan en el comercio unos carbonatos impuros de potasa, obtenidos por la lixivación de las cenizas de ciertos vegetales, seguida de desecación y calcinación de las lejías resultantes: se averigua la riqueza del álcali ó carbonato real, contenido en estas potasas, por la cantidad de ácido sulfúrico (en peso y volúmen conocido) necesaria para neutralizar una dada de dichas potasas. Estos ensayos normales se denominan alcalimétricos, y serán objeto de un estudio especial al ocuparnos del carbonato de sosa.

4. El potasio se combina con el azufre en varias proporciones; constituyendo diversos sulfuros; de los que los más importantes son el monosulfuro, usado como reactivo, y el quintisulfuro, ó sea el hígado de azufre: el potasio unido con los cuerpos halógenos, produce sales haloideas muy interesantes, como son el cloruro, bromuro, ioduro, fluoruro y cianuro de potasio. Todas pueden obtenerse descomponiendo, hasta que no haya efervescencia, el carbonato potásico por el hidrácido del cuerpo halógeno respectivo. Evaporada hasta película la disolución salina, se obtiene cristalizado el producto: para el ioduro de potasio, se prefiere descomponer por el carbonato potásico una disolución de ioduro ferroso obtenida tratando directamente las limaduras de hierro, puras y en exceso, por el iodo.

5. También son muy interesantes las oxisales de potasa, sobre todo los carbonatos, el sulfato, nitrato y clorato potásicos, se prepara el carbonato neutro, en grande estado de pureza, descomponiendo el oxalato de potasa por la acción del calor, ó bien calcinando el bicarbonato de potasa puro. Por lo general, se obtiene en los laboratorios desflagrando una mezcla, en pesos iguales, de crémor tártaro, ó sea el bitartrato de potasa y nitro: tratada la masa negra (flujo negro) por agua, y evaporada hasta sequedad la lejía, resulta el cuerpo en cuestión. El bicarbonato potásico se prepara haciendo llegar una

corriente, en exceso de ácido carbónico á través del carbonato neutro de potasa.

Respecto al sulfato y nitrato potásicos, pueden obtenerse por el método ordinario, esto es, descomponiendo el carbonato de potasa por el ácido sulfúrico ó nitrato: lo más general es, ó utilizar los residuos que de estos cuerpos quedan en varias reacciones químicas, ó purificar por disoluciones y repetidas cristalizaciones los que proporciona el comercio. Hay dos sulfatos de potasa, uno neutro y otro ácido (bisulfato): este último, resulta como *caput mortum* en la preparación del ácido nítrico, descomponiendo el nitrato potásico por el ácido sulfúrico, y sirve para obtener el ácido sulfúrico anhidro.

En cuanto al nitrato potásico, sal muy importante y una de las primeras materias que constituyen la pólvora, suele extraerse en varios países, como por ejemplo en España (Mancha), lixiviando las tierras salitrosas, y evaporándolas unas veces espontáneamente al sol y otras á un calor gradual, hasta que forman *clavos* (cristales prismáticos de nitrato potásico): vendido despues este nitro impuro, ó en bruto, á los departamentos militares del gobierno (Tembleque, Alcazar, etc.); es sometido en ellos, bajo la dirección del cuerpo de artillería, á varias disoluciones y cristalizaciones con el objeto de refinarle. Otras veces se transforma en nitrato potásico, el sódico que circula con abundancia en el comercio, bajo el nombre de nitro de la India: para ello, se convierte este, en el referido nitrato potásico, descomponiéndole por el cloruro de potasio; en cuyo caso se forma cloruro de sódio, ó sal común y nitrato de potasa.

En fin, obtiéndose el clorato potásico, haciendo pasar una corriente de cloro á través de una disolución concentrada de potasa cáustica.

6. El silicato de potasa, licor de pedernales, ó vidrio fusible de Fuchs, se obtiene fundiendo una mezcla de 10 partes de potasa del comercio (carbonato), 15 de cuarzo pulverizado y una parte de carbon: disuelto el producto en cinco partes de agua caliente, resulta una especie de barniz vítreo que se estiende sobre las maderas de construcción y las telas para trajes de señoras, á fin de hacer incombustibles los referidos objetos.

7. La pólvora es una mezcla íntima en cantidades diversas de nitro, carbon azufre: casi todas se aproximan á las proporciones siguientes; 75 por 100 de nitro, 12 de azufre y 15 de carbon. Lo cual viene á ser igual á 1 equivalente de azufre, 1 de nitro y 5 equivalentes de carbon: por la combustion, se transforman en sulfuro de potasio, nitrógeno y en ácido carbónico.

8. La fabricacion de la pólvora comprende varias operaciones, que pueden reasumirse en las siguientes: 1.^a eleccion de las primeras materias, nitro, azufre y carbon; 2.^a mezcla íntima de estos ingredientes; 3.^a granulacion; 4.^a desecacion y refinamiento. La fuerza balística de la pólvora se mide, ó por la distancia recorrida por un proyectil de ensayo, mediante el impulso de un peso dado de pólvora inflamada, ó bien por el espacio recorrido, en el círculo graduado del péndulo balístico, por la aguja, en relacion con la cámara del cañon de fusil, contra la que choca el proyectil lanzado á impulso de un peso determinado de la pólvora sometida al experimento.

Un volúmen de pólvora origina sobre 195 volúmenes de gas cuya tension es = 4,575 atmósferas.

9. Los pistones y mechas fulminantes para uso de las piezas de artilleria, tienen la composicion siguiente:

Clorato potásico.	25	27,5
Fulminato de mercurio. . .	12	15,5
Nitrato de potasa.	50	50,7
Azufre.	18	16,5
Vidrio pulverizado.	14	11,2
Gelatina ó goma.	1	1,0
	<hr/>	<hr/>
	100	100,0

10. Varios son los reactivos que pueden emplearse para caracterizar las sales de potasa: los más eficaces son el *cloruro platimico*, el ácido nitro-pírico ó carbo-azótico y el ácido tártrico,

LECCION CUARTA.

SODIO, su símbolo, equivalente y obtencion: caracteres físicos y químicos del sódio.—Oxidos de sódio; su obtencion y propiedades; monosulfuro de sódio, su estraccion y propiedades.—SALES HALOIDEAS DE SODIO.—Cloruro, bromuro, ioduro, fluoruro y cianuro sódico; su obtencion, caracteres y más importantes usos.—OXISALES DE SOSA, á saber: carbonatos, sulfatos, hiposulfito, nitrato, hipoclorito, fosfatos, oxalatos, boratos y silicatos de sosa.—Su obtencion, principales propiedades y más frecuentes usos.—Ensayos alcalimétricos de los carbonatos sódicos del comercio.—CARACTERES DE LAS SALES DE SOSA.—Resúmen.

Sódio.

Todo cuanto hemos dicho relativamente á la historia y obtencion del potasio, es aplicable al sódio, con la única diferencia de que en el método de Mareska y Donny, modificado por Deville y que aquí como en la obtencion del potasio, es el que debe preferirse á los demás (por su mayor rendimiento en producto y su fácil aplicacion), en vez del flujo negro ó sea la mezcla de carbonato potásico y carbon que se introduce en las botellas de hierro, semejantes á las empleadas para exportar nuestro mercurio de Almaden, y que en esta ocasion desempeñan el papel de vasos de produccion, se pone una mezcla constituida de:

Carbonato de sosa	50
Hulla	15
Creta	5

Esta modificacion ha permitido obtener con tanta facilidad y baratura el sódio, que hoy se vende en París el kilógramo de él (unas dos libras) á 95 rs., cuando hace algunos años valia 12,000 rs.; por manera, que hoy viene á ser el sódio en nuestros laboratorios un poderoso agente de desoxidacion, de

un uso tan frecuente, como ha podido serlo antes, por ejemplo, el hierro.

Propiedades y usos del sódio. El sódio es un metal blando como la cera y muy maleable: aplastado entre el papel Berzelius se adelgaza en láminas muy finas; su color es blanco y el lustre tan brillante como el de la plata pulimentada: su densidad es = 0,972. Se funde á 90°. Vertido un fragmento de sódio en agua, comienza á girar y aunque esta se descompone, no se inflama el hidrógeno, como sucede con el potasio en igualdad de circunstancias: sin embargo, en líquidos densos en donde como en la disolucion espesa de goma, zaragatona ó almidon, ofrece la masa cierto obstáculo á la movilidad del metal, sucede que el agua se descompone tambien y arde el hidrógeno como cuando el potasio, pero con la diferencia de que en el sódio el color de la llama es amarillo-rojizo, mientras que en el potasio es violáceo ó morado.

Triturados el sódio y el potasio en pequeños fragmentos, dentro de una copa de vidrio bien seca y por medio de un tubo de vidrio, se forma una aleacion líquida de ambos metales dotada de un aspecto semejante en un todo al mercurio; siendo tal la semejanza con este cuerpo, en el brillo, fluidez, etc., que cualquiera cree á primera vista, que es el metal citado. Añadiendo mercurio hay desprendimiento de calorico y luz, formándose una amalgama sólida brillante (muy parecida á la plata), dura y quebradiza. Puede emplearse esta amalgama como grande agente de reaccion. Se oxida con ménos rapidez que el potasio ó sódio, aislados.

El sódio puede emplearse tambien en las análisis de química, para lo cual se depositan alternativamente, capas de dicho metal y del mineral reducido á polvo, cuyo ensayo quiere practicarse, en un pequeño crisol de hierro, atornillado á rosca; así dispuesto, se funde la mezcla y se la deja enfriar, tratando luego el producto por agua destilada, las sales de sosa se disolverán en ella, y las particulas metálicas y demás sustancias insolubles quedarán en el fondo del crisol. En las primeras podemos apreciar fácilmente los elementos electro-*s*negativos del mineral, mediante ensayos alcalimétricos, y las segundas, bien sea por diferencia ó por los procedimientos descritos en todas las obras de análisis.

Este método, ideado por nosotros hace más de tres años, nos ha dado excelentes resultados en las análisis de los fosfatos y de las galenas.

La baratura actual del sódio, hace que sustituya en casi todos los usos al potasio: se consume grande cantidad de él para la fabricacion del aluminio.

Oxidos de sódio. El sódio se combina con el oxígeno en iguales grados de equivalentes respectivos, que los que hemos estudiado en el potasio; siendo igual que en el caso citado la preparacion de semejantes compuestos.

Sosa cáustica. Tambien es aplicable á la obtencion de este cuerpo, cuanto hemos expuesto relativamente á la preparacion de la potasa cáustica; por lo tanto, hay sosa cáustica obtenida por la cal, y sosa cáustica purificada por el alcohol, como hemos visto acontece con la potasa.

Aunque pueden confundirse á primera vista, dos pedazos de estos álcalis cáusticos, son fáciles sin embargo de distinguir con solo tener presente que mientras la potasa absorbe la humedad y se licúa, la sosa cáustica se effloresce porque su carbonato es *eflorescente*; es decir, lo opuesto al de potasa.

Se obtiene fácilmente una disolucion de sosa cáustica, disolviendo una parte de carbonato sódico cristalizado, en ocho partes de agua, y poniendo este líquido en contacto con una parte de hidrato cálcico en un frasco bien tapado; y en fin, agitando de cuando en cuando dicha mezcla.

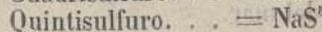
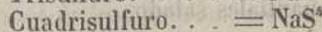
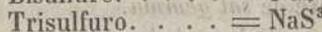
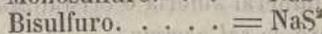
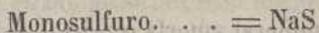
Las aplicaciones de la sosa son las mismas que las de potasa. Consta en 100 partes de:

$$74,18 = \text{Sódio.}$$

$$25,82 = \text{Oxígeno.}$$

$$100,00$$

Combinaciones del sódio con el azufre. Hasta el día se han caracterizado bien los cinco sulfuros siguientes:



De todos estos compuestos, solo es algo importante el primero, ó sea el monosulfuro.

Monosulfuro de sódio. Se prepara haciendo pasar una corriente de hidrógeno sulfurado á través de una disolucion de sosa cáustica de una densidad de 36°, areométricos de Baumé: llegada la saturacion al punto conveniente, se forman cristales de monosulfuro sódico, que son bastante voluminosos; por cuya razon, conviene que el tubo conductor del aparato sea de mucho diámetro.

El sulfuro de sódio cristaliza en grandes prismas incoloros y transparentes; su sabor es á la vez cáustico y sulfuroso, su disolucion posee una fuerte reaccion alcalina. Contiene en 100 partes:

El hidratado.	El anhidro.
52,49 = sulfuro de sódio. . .	58,95 = Na
67,51 = agua.	41,05 = S
100,00	100,00

Se emplea para la preparacion de baños sulfurosos artificiales.

Sales haloideas de sódio.

Cloruro sódico (NaCl). El cloruro sódico ó *sal comun*, es uno de los cuerpos más abundantes en la naturaleza, y por consiguiente debe ser tambien de grande utilidad al hombre. En efecto, sin sal comun es de todo punto imposible la vida del hombre y de los animales, por cuya razon es indispensable que forme parte de sus alimentos; y de ahí tambien, el grande valor que este articulo representa en todos los estados.

Obtencion del cloruro sódico. Sin perjuicio de aplicar á la preparacion de este cuerpo, el método general de que nos hemos valido en casi todos los casos, diremos que la sal comun se extrae en grande escala por uno de los tres métodos siguientes:

- 1.º De la sal mineral amorfa ó cristalizada, conocida tambien con el nombre de *sal gemma*.
- 2.º De los manantiales salados.
- 3.º Del agua del mar.

Para extraer la sal por el primer método, no hay más que arrancarla á pico ó barreno en las minas que la contienen: las principales explotaciones de este género son en nuestro país, Cardona, y en Polonia, Wieliczka. En otros puntos, hacen pasar agua á través de dichas minas para que disolviendo la sal pueda aumentar la explotación de la arrancada á pico, en galerías ó á cielo abierto.

En cuanto á la extracción de la sal, procedente de los manantiales salados, puede decirse que en rigor hay dos sistemas uno que consiste en elevar mediante bombas aspirantes é impelentes, el líquido salado de dichos manantiales y á grande altura dejándole luego caer muy dividido por ramblas formadas mediante haces de varios vegetales, tales como espinos, cardos, ó bien por cuerdas de cáñamo. De este modo, se vé forzado el líquido á recorrer una grande superficie, y evaporándose de una manera espontánea el agua, la sal común cae al pié de estos sitios, cristalizada, ó bien queda muy concentrada la disolución salina y en condición excelente para ser evaporada con prontitud, y con suma economía de combustible.

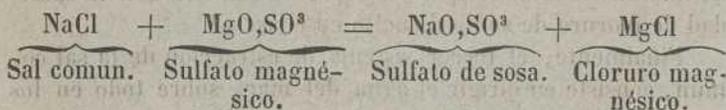
El otro sistema, consiste en evaporar desde luego directamente en calderas dispuestas al intento las disoluciones salinas de una densidad dada; pero siempre en relación con la cantidad de cloruro de sodio disuelto en ellas.

Finalmente, el tercer sistema de extracción de la sal común, consiste en dirigir el agua del mar, sobre todo en los puntos meridionales, de tal modo, que recibida esta en estanques ó lechos de grande superficie y poca profundidad, puedan la corriente de los vientos juntamente con la temperatura, evaporar lo más pronto posible el agua y precipitar el principio fijo que se busca, es decir la sal común; no de otra suerte que pudiera hacerse en un laboratorio químico reemplazando la superficie de la tierra *acotada*, por una cápsula, el fuego por el calor solar y la ebullición del líquido por la evaporación natural y espontánea que tiene lugar en dichas salinas: lástima que en alguna de ellas, no se utilicen los demás productos industriales que acompañan á la sal de cocina; pues entonces se aumentaría en alto grado el valor de dicha materia, indispensable, según ya hemos dicho, para la vida del hombre y de los animales.

En otros países, como por ejemplo en Rusia, sacan partido para la explotación de la sal, de una propiedad de que goza la disolución de dicho cuerpo, y es que á la temperatura de la congelación del agua, esta solo se solidifica sin que la acompañe nada ó casi nada de sal comun; por manera que la congelación hace aquí un efecto análogo al calor en las disoluciones salinas.

Separado mecánicamente el hielo, no hay más que concentrar los líquidos salados, para obtener el cloruro de sódio como por el sistema de evaporación.

En la mayor parte las salinas de Europa establecidas en los puertos de mar situados al Mediodía y en condiciones de evaporación convenientes, se utilizan las aguas madres que resultan de la salinificación; para esto hay varios procedimientos, más ó menos prácticos y económicos bajo el punto de vista industrial. Uno de ellos, debido á Ballard, consiste en dejar sometidas á la influencia de un frío de -2° las aguas madres abundantes en sulfato de magnesia y sal comun, en cuyo caso hay una doble descomposición debido á la insolubilidad de una de las sales (sulfato de sosa) en la sal comun. Hé aquí la reacción que dá cuenta de este cambio.



A una temperatura superior (algunos grados nada más sobre 0), se produce una doble descomposición inversa, es decir, vuelve á formarse sal comun y sulfato de magnesia.

Mediante concentraciones especiales de las referidas aguas madres (á 34°) se deposita una sal doble de potasa y de magnesia;



Cuando el líquido marca 36° , se deposita, sobre todo durante la noche, un cloruro doble de potasa y de magnesio (KCl, MgCl). Por manera que, en resumen, las aguas madres

bien explotadas pueden producir diversas sales bajo las condiciones siguientes:

Entre 30 y 34° areométricos, darán sucesivamente sal común y sulfato de magnesia.

De 34 á 36°, precipitarán un sulfato doble de potasa y de magnesia.

De 36 á 40°, un cloruro doble de magnesio y de potasio.

Y en fin, de 2 á 4° bajo cero, producen sulfato de sosa y cloruro de magnesio.

La sal, procedente de las salinas del mar, no es jamás pura: varias análisis ejecutadas con diversas especies de sales, nos han dado los resultados siguientes:

Cloruro de sódio.	86,4
Cloruro magnésico.	2,5
Sulfato de magnesia.	1,0
Sulfato de sosa.	0,9
Materias térrea y colorante.	4,1
Agua y pérdida.	8,1
	<hr/>
	100,0

Dirigida la explotación de nuestras salinas, por lo menos en la parte relativa á las aguas madres, con arreglo á los hechos fundados en los conocimientos químicos, según ya hace tiempo viene haciéndose en otros países, es seguro que en muy corto número de años aumentaría para la Hacienda el beneficio que este importante ramo rinde en la actualidad.

Es preciso no hacerse ilusiones en este punto: no son los expedientes ni las disposiciones administrativas las que permiten utilizar mejor la riqueza de un Estado, sino la entendida aplicación de los conocimientos científicos necesarios al objeto, juntamente que la destreza práctica para saberlos beneficiar con la mayor economía posible para el país.

Purificación ó refinación de la sal común. Respecto á la purificación de la sal común, pueden seguirse dos caminos: ó bien disolver nuevamente la sal y someterla á una ó más cristalizaciones, como si se tratara de cualquiera otra sustancia análoga, ó bien disolviéndola y vertiendo en la disolución concentrada ácido hidroclórico del comercio.

Este último sistema, debido á Margarite, permite obtener desde luego refinada la sal, con solo tratar los líquidos salinos concentrados, á cierta graduacion, con el referido hidrácido.

Con el objeto de que pueda hacerse una comparacion, bajo el punto de vista industrial, entre los principios salinos del agua del mar Océano y Mediterráneo, hemos creido conveniente reproducir aqui la análisis de dichos mares, citadas ya al ocuparnos del agua del mar (tomo 1.º, pág. 157).

Análisis del agua del mar.

	Océano.	Mediterráneo.
Cloruro de sódio.	25,18	29,42
— — potasio.	»	0,50
— — magnesio.	2,94	3,21
Sulfato de magnesia.	1,75	2,47
Sulfato de cal.	1,00	1,35
Sulfato sódico.	0,27	»
Carbonato de magnesia.	0,18	0,19
— — cal.	0,02	0,01
— — potasa.	0,25	0,21
Ioduros, bromuros y materias orgánicas.	»	0,35
Agua y pérdida.	994,54	958,56

Propiedades y usos del cloruro de sódio ó sal comun. El cloruro sódico cristaliza en cubos, cuya densidad es igual á 2,13; su sabor es salado: sometidos al calor rojo empiezan por decrepitar y despues se funden desprendiendo vapores muy visibles. La solubilidad del cloruro de sódio aumenta débilmente con la temperatura: 100 partes de agua á 15° disuelven 35,8; y al grado de la ebullicion tan solo se disuelven 40,4. Abandonada una disolucion muy saturada de cloruro de sódio á — 12°, precipita unos cristales prismáticos é hidratados que contienen cuatro equivalentes de agua.

El cloruro sódico puro no es delicuescente, pero sí lo es cuando el hidrómetro marca más de 86°: sin embargo, siempre que la sal comun contiene una pequeña porcion de cloruro magnésico, cuerpo muy delicuescente, ofrece cierta humedad

que vá en aumento, segun la dosis de dicho cloruro magnésico.

El cloruro sódico se emplea en la economía doméstica bajo el nombre de sal comun marina ó de cocina, bien sea para sazonar los alimentos, conservar las carnes (salazon), ó bien, en fin, para la fabricacion del ácido hidroclórico, sulfato de sosa y varios cloruros.

Empleo terapéutico del cloruro de sódio. Se emplea este cuerpo como estimulante, y rara vez se administra interiormente; sin embargo, se ha recomendado en el tratamiento de algunas afecciones escrofulosas y tambien cutáneas. Como irritante se administra frecuentemente bajo la forma de pediluvios, habiéndose obtenido magníficos resultados en la asfixia y en las congestiones cerebrales.

Bromuro, ioduro y cianuro de sódio. Siendo los métodos de preparacion de estos cuerpos, enteramente iguales á los descritos al hablar de los preparados de potasio, y poseyendo caractéres y hasta aplicaciones idénticas á los mismos, nos referimos en un todo á lo que sobre estas sales digimos en la leccion anterior.

Oxisales de sódio.

La sosa forma con el ácido carbónico las combinaciones siguientes:

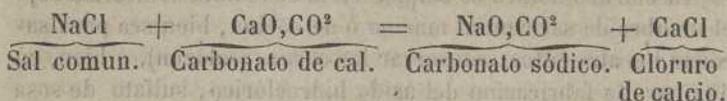
1.º El carbonato sódico neutro (*sosa del comercio*) = NaO, CO^2 .

2.º El sexquicarbonato de sosa (*natron ó sal de trona*) $(\text{NaO})^2, 3\text{CO}^2$

3.º El bicarbonato sódico = $\text{NaO}, 2\text{CO}^2$.

Carbonato neutro de sosa. Ciertas lagunas abandonan en la época de los grandes calores masas de sales, entre las que la mayor parte es carbonato sódico: en muchos puntos aparece esta sal efflorecida en la superficie de la tierra en cantidades tales, que puede recogerse y purificarse para las necesidades de la industria. La reaccion á que se atribuye el origen de esta sal, consiste en un doble cambio de bases y de ácidos

que se verifica entre la sal comun y el carbonato de cal, en esta forma:



En otros países, como por ejemplo, en el nuestro (Mancha, Cartagena, Murcia, Alicante, etc.) incineran ciertas plantas, cultivadas ó espontáneas sobre los bordes del mar, ó bien, en fin, recogidas de uno ú otro modo en terrenos salados; dichas plantas pertenecen á las especies de *sal, sola y de salicornia* llamadas vulgarmente barrilla ó salicor. Esta incineracion se ejecuta de la manera siguiente: hecha la recoleccion de la planta, se forman haces con ella y se colocan en una especie de zanja como de una vara de profundidad; acto continuo se prende fuego y se ván hacinando nuevas cargas, hasta tanto que la masa resultante estorbe, hasta cierto punto la combustion de nueva porción de salicor, en cuyo caso se deja enfriar ó se alterna en otras zanjas idénticas para dar luego el enfriamiento de la masa. El producto ofrece un color gris negruzco; es denso, duro y con pedazos de carbon repartidos desigualmente por toda la pasta: dicho producto se conoce por todas partes con el nombre de *barrilla natural*.

Respecto á la teoria de la operacion, es muy sencilla; ya hemos dicho al hablar de las sales de potasa, que podiamos considerar, hasta cierto punto, divididas las cenizas de los vegetales en dos grandes grupos, á saber: *cenizas á bases de potasa*, correspondientes en general á los vegetales que viven en el interior de los continentes, y *cenizas á base de sosa*, pertenecientes á su vez á los vegetales que crecen inmediatos al mar ó sobre las costas. Pues bien, basta ahora recordar que una y otra base se hallan de ordinario en los jugos y órganos de las plantas bajo la forma de sales constituidas por el óxido potásico ó sódico unidos á ácidos orgánicos (ricos en oxígeno, carbono é hidrógeno) para comprender que mediante la incineracion, dichas sales se descomponen, quedando como resultado final el carbonato más ó menos impuro de una ú otra base, segun las circunstancias y el vegetal de donde proceda.

Lixiviada esta barrilla natural, de una manera semejante á la practicada con las cenizas de potasa, se obtiene el carbonato de sosa impuro, ó sea la sosa comercial, que entre otros usos tiene el de formar con las grasas jabones duros.

Carbonato de sosa artificial ó sea barrilla artificial. A principios del presente siglo, nuestro país hacia un importante comercio, en especial con la Francia, exportando la barrilla natural procedente de las provincias de Málaga, Cartagena y Almería: la exportacion de este artículo representaba, segun datos al parecer verídicos, cerca de 80 millones de reales anuales. Declarada la guerra al vecino imperio por el mágico impulso de nuestra *Santa Independencia*, buscamos en nuestros propios aunque escasos recursos los medios de combatir á muerte al país personificado en el gran capitán que embriagado con los no interrumpidos triunfos de sus huestes agueridas, quiso agregar á sus Estados la patria de Sagunto y de Numancia. Vano intento; las razas privilegiadas, como los individuos, despliegan siempre, en los momentos solemnes, las grandes condiciones de su organizacion especial, y esto hizo España apresurándose al combate y venciendo al coloso del siglo en Bailen, Zaragoza y Gerona. Pues bien, entre las armas de guerra que á impulsos del sentimiento pátrio esgrimieron nuestros padres, fué una la prohibicion de exportar á Francia la barrilla natural, así como el azúcar, base aquella de la fabricacion del jabon y de varias industrias, y elemento importante el azúcar de la alimentacion diaria, lo mismo en Francia que en casi toda Europa.

Peró Napoleon, que era algo más que un gran soldado, comprendió el género de guerra que en este sentido se le hacia, y llamando en su auxilio al génio, á la ciencia y tambien al patriotismo de su ilustrada nacion, propuso la resolucion de dos gigantescos problemas, á saber: hacer barrilla artificial y extraer azúcar de caña de otro vegetal por otros medios que los ya conocidos.

Leblanc y Barruel fueron los quimicos que en un corto periodo resolvieron completamente dicho problema, ganando no solo cuatro millones de reales, propuestos por el primer imperio como premio al vencedor en esta lucha de la inteligencia, sino lo que todavia vale más que una masa mineral, y es

que sus nombres sean inmortales en la historia de la ciencia: por manera que de parte de España hubo abnegacion y patriotismo en el sitio, digámoslo así, de aquellas materias, y la Francia cumplió igualmente con sus deberes científico y nacional, lanzándose al combate, y con tal fortuna que luego hemos sido bombardeados con los mismos proyectiles que por nuestra causa, muy justa por otra parte, forjamos, como lo demuestra la importación que hemos sufrido, y aun experimentamos, de su barrilla artificial y azúcar de remolacha. Quizá con el tiempo, volvamos á tomar la antigua preponderancia en estos productos.

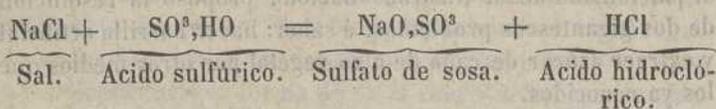
Fabricacion del carbonato de sosa artificial por el método de Leblanc. Este procedimiento, que viene siguiéndose en la industria europea desde hace 50 años sin cambiar en lo más mínimo sus bases fundamentales, no obstante los importantes adelantos que en todo género de industrias han realizado las ciencias químicas, consiste en descomponer en hornos á propósito y á una elevada temperatura, una mezcla de sulfato de sosa desecada, carbonato de cal (creta) y carbon. Hé aquí las cantidades propuestas por el mismo Leblanc.

1000 partes de sulfato de sosa seco y groseramente dividido.

1040 — — carbonato de cal en polvo.

520 — — carbon mineral de leña, de las que $\frac{5}{6}$ se pulverizan bien y el resto se emplea en menudos fragmentos.

Esta mezcla se introduce en un horno de reverbero de grandes dimensiones, cuya plaza es elíptica y está dividida en dos espacios (*double couvette*). En uno se transforma la sal común en sulfato sódico á beneficio de la accion del ácido sulfúrico sobre el cloruro de sódio, en cuyo caso se forma dicha sal y ácido hidroclórico de esta manera:



El ácido hidroclórico se pierde ó recoge, á voluntad, en una serie de bombones con agua á donde se le dirige. La plaza del horno es de ladrillo refractario, cubierto con sulfato de sosa ya fundido, y vitrificado.

La segunda division sirve para descomponer la mezcla mencionada, cuya operacion dura unos 6 á 8 horas: el horno se carga, bien sea por sus aberturas superiores, tapadas con trampillas de hierro y barro refractario, ó bien por las bocas horizontales del mismo.

Respecto á la parte práctica de la operacion es muy sencilla; templado convenientemente el horno, se vierte la carga y el obrero la estiende con un espeton de hierro, de manera que forme un lecho igual por toda la plaza: pasada una hora, se da una vuelta de derecha á izquierda y viceversa á toda la masa, verificando esto mismo á intervalos semejantes, hasta tanto que siendo pastosa toda la masa, braceada mediante unas raederas de hierro, y produciendo una multitud de *lamparillas azuladas* (combustion del óxido de carbono), esté toda la pasta líquida y muy suelta: entonces se la arrastra á la boca del horno, y en fin, se vierte en unos moldes cúbicos de hierro.

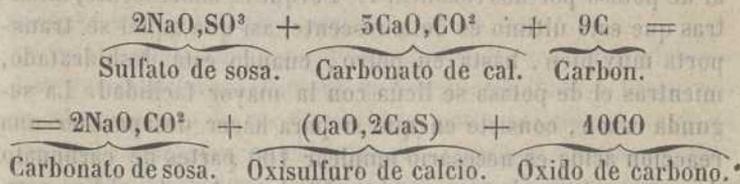
Hé aquí las principales reacciones que tienen lugar en los hornos de barrilla artificial. Las proporciones de la mezcla indicada corresponden con corta diferencia á:

2 equivalentes de sulfato de sosa.
5 — — — carbonato de cal.
9 — — — carbon.

Por la reaccion reciproca de estos tres cuerpos, se producen:

2 equivalentes de carbonato sódico.
4 — — — oxisulfuro de calcio.
10 — — — óxido de carbono.

En esta forma:



Tratada la masa por agua, se disuelve el carbonato de sosa

y queda un residuo constituido por el oxisulfuro de calcio y el exceso de carbon.

Solo la Francia fabrica anualmente más de 70 millones de kilogramos (unos 5½ millones de arrobas), cuyo valor comercial no distará mucho de 60 millones de reales.

Purificación, propiedades y usos del carbonato de sosa. Las sales que de ordinario acompañan al carbonato sódico, son un poco de sulfato de sosa y sal comun; para privarle de ellas se disuelve en agua hirviendo, se hace cristalizar el líquido, y en fin, se lavan luego con agua destilada los cristales (que se procura sean lo más pequeños posible), colocados sobre un embudo, hasta tanto que el agua de locion, ligeramente acidulada con unas gotas de ácido nítrico, no precipite ni por el nitrato argéntico, ni por el cloruro de bario.

En grande se establece una disolucion sistemática de la barrilla artificial ó *soude brute*, como lo llaman los franceses: obtenidas las disoluciones saturadas, ó bien se dejan cristalizar, ó bien se evaporan hasta sequedad y granulando luego la masa en hornos análogos á los de barrilla.

El carbonato de sosa cristalizado, se presenta bajo la forma de gruesos cristales romboédricos, semejantes á puntas de lanza: son hidratados y eflorescentes. Calentado el carbonato de sosa, sufre primeramente la fusion acuosa y luego ígnea: la solubilidad de esta sal aumenta en razon directa de la temperatura.

100 partes de agua á	+	14°	disuelven	60,4
—	—	+	36°	— 335,0
—	—	+	104°	— 455,0

El carbonato de sosa sustituye en casi todas las industrias al de potasa por dos razones. 1.º Porque es eflorescente, mientras que este último es delicuescente; así que aquel se transporta muy bien, hasta en polvo, cuando está deshidratado, mientras el de potasa se licúa con la mayor facilidad. La segunda razon, consiste en que si para hacer desaparecer una reaccion ácida es necesario emplear 100 partes de carbonato de potasa, tan solo son precisas 76 de carbonato sódico para producir el mismo efecto.

Empleo terapéutico dosis y administración del carbonato neutro de sosa. Administradas interiormente, las sales de sosa producen resultados superiores á las preparaciones análogas de potasa. En efecto, todo nuestro organismo contiene una parte de las primeras más ó menos grande, por lo tanto deben preferirse á las de potasa. Se le considera como litontrípico, pero dicha propiedad mas bien pertenece al bicarbonato. *El sacarum-kali* de Mr. Blondeau es una mezcla de carbonato sódico, goma arábica pulverizada y azúcar. Esta preparación farmacéutica es muy útil para los niños que digieren difícilmente la leche. Exteriormente se usa para lociones de la piel; en lociones para las membranas mucosas de la vulva y vagina la dosis es de ζj por 8' ó 12 onzas de agua. Interiormente se prescribe desde 6 granos á 5 β diariamente en un vehiculo cualquiera, pero que no sea ácido.

Sexquicarbonato de sosa. Esta sal, que existe en ciertas localidades de Hungría y de América, puede obtenerse, bien sea por la acción del carbonato de cal sobre la sal comun, ó bien descomponiendo parcialmente el carbonato neutro de sosa.

Bicarbonato sódico. Se obtiene de una manera análoga á la indicada al hablar del bicarbonato de potasa; esto es, haciendo pasar una corriente de ácido carbónico á través del carbonato neutro colocado en un sitio apropiado, como por ejemplo, sobre un diafragma de barro, porcelana ó de vidrio. En varios manantiales de aguas carbónicas como en Vichy, se utiliza el ácido carbónico abandonado del agua salina, para transformar en bicarbonato el carbonato neutro resultante de la ebullicion y cristalización del liquido: con este objeto, se estienden en estantes de madera los cristales sódicos, y se exponen durante uno ó dos dias á la sobresaturacion en presencia de una atmósfera de ácido carbónico llevado á estas habitaciones por conductos especiales.

Aquí sucede que el carbonato neutro de sosa (cristales sódicos) se transforma primero en sexquicarbonato y luego pasa á bicarbonato de la referida base: por consiguiente, suspendiendo la operacion á cierto tiempo, podemos tambien valernos de este procedimiento para preparar el sexquicarbonato de sosa.

Caractères y usos del bicarbonato de sosa. Esta sal cristaliza en prismas rectangulares; tiene un sabor salado algo urinoso, pero mucho menos que el carbonato neutro: su reaccion es alcalina. El agua fria disuelve $\frac{1}{10}$ de su peso; á una temperatura superior á 70° se descompone, perdiendo sucesivamente el ácido carbónico hasta quedar reducido á carbonato neutro.

El bicarbonato de sosa es la base de las pastillas digestivas de Vichy, y sirve para la preparacion de las aguas gaseosas; Esta sal contiene en 100 partes:

	65,08	de carbonato de sosa.
	26,20	— ácido carbónico.
	10,72	— agua.
	<hr/>	
	100,00	

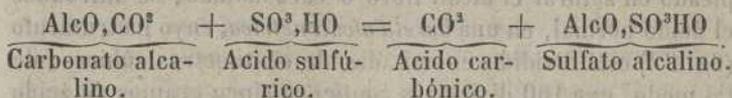
Ensayos alcalimétricos. Estos ensayos, que tienen por objeto determinar la cantidad de carbonato alcalino real (potásico ó sódico) contenido en una mezcla dada, están fundados en la reaccion que dichos carbonatos ejercen sobre la tintura de tornasol y sobre la perfecta neutralidad que los caracteriza desde el momento en que se hallan transformados en sulfatos.

Así que, dada una disolucion diluida de álcali libre ó carbonatado, de cloruro y sulfato potásico ó sódico, es evidente que al contacto de un ácido tambien diluido (por ejemplo el sulfúrico), tan solo reaccionará este sobre el álcali libre y el carbonatado: por consiguiente, interin no haya bastante cantidad de ácido para saturar por completo uno ú otro cuerpo, poseerá el liquido reaccion alcalina; pero desde el instante en que se verifique la saturacion, desaparecerá la alcalinidad, y si excede el limite neutral se hará sensible el carácter opuesto es decir, la reaccion ácida.

Por manera que la coloracion rojo-vinosa, que comunica al tornasol (liquido indicador) el ácido carbónico desprendido en este ensayo, ó la no alterabilidad del color azul en dicha tintura, cuando se trate de un álcali parcialmente carbonatado, y en fin, el color rojo intenso y persistente que la menor porcion de ácido, comunica á dicha tintura azul, son los guias,

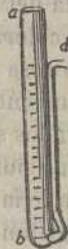
digámoslo así, que marcan al operador las condiciones científicas sobre que funciona.

En cuanto á las cantidades respectivas que de ácido sulfúrico y bases alcalinas son precisas para neutralizarse recíprocamente, se han deducido de la fórmula siguiente:



La experiencia ha demostrado, pues, que para neutralizar 4^{gr.},816 de potasa pura (K₂O) ó 5^{gr.},185 de sosa (Na₂O), es preciso emplear exactamente cinco gramos de ácido sulfúrico muy concentrado (SO₃,HO); por consiguiente, si operando sobre estas mismas cantidades de potasa ó sosa del comercio, tan solo se consumen 2^{gr.},5 de ácido sulfúrico, es evidente que no contienen más que la mitad de su peso del álcali real.

He aquí, por lo demás, la manera de verificar el ensayo: en vez de pesar 4^{gr.},816 de potasa ó 5^{gr.},185 de sosa, se toma 10 veces más, y se disuelve en una cantidad de agua tal que el volúmen de la disolución sea idéntico á $\frac{1}{2}$ litro: mediante una pipeta (segun indica la figura 6.^a) graduada se separan 30^{cc.}

(Fig. 6.^a)(Fig. 7.^a).(Fig. 8.^a).(Fig. 9.^a)

de la disolución clarificada bien por el reposo, ó bien por la filtración, y se vierten en un vaso de vidrio (fig. 7.^a), propio para precipitados y despues de añadir un poco de tintura de tornasol se coloca sobre un pedazo de papel blanco: respecto al ácido sulfúrico llamado *normal*, se prepara mezclando 100^{gr.} de ácido monohidratado (SO₃,HO) á una cantidad de agua suficiente para formar el volúmen de un litro (figura

6.^a); por manera que los 50^{o.c.} de este ácido contienen precisamente cinco gramos de ácido monohidratado, es decir, la cantidad necesaria para saturar los 4^{er.},816 de potasa, ó los 5^{er.},485 de sosa contenidos en los 50^{o.c.} de la disolucion alcalina. Para apreciar ahora el volúmen de ácido sulfúrico empleado en saturar el álcali libre ó carbonatado, se introduce el ácido normal, en una *bureta alcalimétrica*, cuyo instrumento (fig. 9.^a) está dividido en mitades de centímetros cúbicos; de tal modo, que 100 divisiones contienen cinco gramos de ácido concentrado.

En cuanto á los demás detalles operatorios, nos referimos al ensayo sulfidrométrico (t. 1.^o, pág. 367) por ser muy parecidos, escepto que en este caso, en vez de la coloracion azul indicadora del término de la operacion, como en el citado caso, sirve de indicio final de la misma el color rojo claro y persistente, toda vez que el rojo vinoso, que desde luego toma el liquido, es debido al ácido carbónico desprendido: varios tanteos previos conducirán al operador prontamente al grado alcalimétrico que busca en este ensayo, el cual hallará con solo leer en la bureta las divisiones de ácido consumidas en el mismo; y si ha gastado, por ejemplo, 60 divisiones para llegar á la neutralidad del liquido, y hasta un grado más de ella por la gota del ácido que ha de producir sobre la tintura de tornasol la coloracion roja indicadora del efecto, es claro que la potasa ó sosa ensayadas contienen $\frac{60}{100}$ de álcali real, ó lo que es lo mismo, que 100 arrobas del carbonato de potasa ó sosa ensayados solo contienen 60 arrobas de verdadero carbonato alcalino puro.

La lejía de la barrilla artificial buena, ha de tener de 58 á 40° alcalimétricos: la natural de 1.^a suerte suele tener de 50 á 34° alcalimétricos.

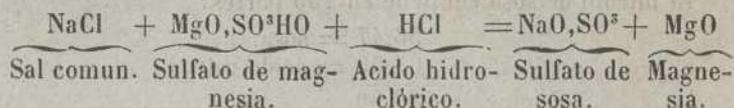
Las lejías de los jaboneros (disolucion de carbonato de sosa impuro) marcan diferentes grados segun las sangrias de los trujales (llámense así las tinajas, cubas, etc., de fondo agujereado en donde se lixivia una mezcla de barrilla y cal): por lo general, las más concentradas llegan hasta 58°. Para la elaboracion del jabon comienzan por emplear lejías de 8 á 10° y luego van subiendo la concentracion á medida que el aceite empasta ó se saponifica.

Sulfato de sosa. Ya hemos dicho que para obtener esta sal puede seguirse el método industrial conocido, esto es, descomponer la sal comun por el ácido sulfúrico: en los laboratorios utilizamos para este caso el residuo de la obtencion del ácido clorhídrico mediante la reaccion indicada, ó bien el resultante en la extraccion del ácido nítrico, descomponiendo el nitrato de sosa por el ácido sulfúrico, con la sola modificacion de neutralizar aqui con carbonato sódico el equivalente de ácido sulfúrico que escede en el bisulfato en cuestion á la sal neutra.

Puede seguirse, en fin, otro procedimiento llamado á figurar algun dia en la industria de nuestro país que consiste en someter la accion del calor, bien sea en un horno como los usados actualmente en Francia, ó bien en una retorta, una mezcla de una parte de sal comun y dos partes de sulfato de magnesia desecado. Aqui se forma tambien ácido hidroclórico como en el procedimiento de Marsella; pero tiene sobre este la grande ventaja, de emplearse como ácido sulfúrico el contenido en un sulfato natural, muy abundante en ciertas localidades, y de aumentar el precio del producto (sulfato de sosa) la notable cantidad de magnesia cáustica que resulta, y que si hoy no tiene grandes aplicaciones industriales, bien pronto se las proporcionará la propia abundancia, y por lo tanto su bajo precio en el mercado, segun los ejemplos análogos que diariamente nos ofrece la industria moderna.

La reaccion es por lo demás bien sencilla; el agua básica del sulfato de magnesia se descompone en sus factores, el oxígeno se une al sódio formando sosa, la que se apodera, como base enérgica del ácido sulfúrico del sulfato magnésico, para dar origen al sulfato de sosa; el hidrógeno se une al cloro produciendo ácido hidroclórico, y en fin, queda aislada la magnesia eliminable despues mediante la accion del agua sobre el producto de esta reaccion.

La siguiente fórmula da bien á comprender lo que dejamos indicado.



Este método, inventado por mi, fué premiado en la exposición universal de Paris de 1855.

Empleo terapéutico, dosis y modo de administrar el sulfato de sosa. Es un purgante muy dulce y de una acción continua y poco irritante: en su primer periodo purga, y en el segundo modifica de tal modo la mucosa intestinal que disminuye notablemente la secreción; fundándose precisamente en esta propiedad la administración de dicho cuerpo para la curación radical de ciertas diarreas, ó al ménos para disminuirlas. Suele emplearse en todos los casos en que se quieren provocar evacuaciones alvinas, sin producir excitación general, como en las afecciones febriles, afecciones de la piel, etc., administrado á dosis muy débiles obra como cathártico, es absorbido, y ejerce una acción diurética muy marcada. Como purgante la dosis es de zj á ij en ℥j de agua. Como diurético de ʒij á ʒ , con $\frac{1}{3}$ de nitrato de potasa en ℥ij de agua, tres ó cuatro veces cada día.

Nitrato de sosa ($\text{NaO}, \text{NO}^5 = 85$). Bajo el nombre de salitre de Chile, se halla en el comercio una sustancia cristalina que es el nitrato de sosa y cuya formación más importante está en el Perú.

Puede obtenerse por el método general, es decir, descomponiendo el carbonato de sosa por el ácido nítrico: esta sal cristaliza en prismas romboidales y transparentes, cuyo sabor es fresco y picante; fusible á la temperatura roja y descomponible á mayor calor. Es algo delicuescente, por cuyo motivo no es propio para la fabricación de la pólvora; 100 partes de agua á 46° disuelven 33. La solubilidad de esta sal aumenta con la temperatura: antes de ser purificado, ó lo que es lo mismo, en estado natural contiene casi siempre iodato de sosa. Las demás propiedades del nitrato sódico, son semejantes al de potasa.

Ya hemos dicho anteriormente, que esta sal sirve para obtener el nitrato potásico mediante la doble descomposición que en virtud de las leyes de Berthollet se origina entre el nitrato de sosa y el cloruro potásico.

El nitrato de sosa contiene en 100 partes:

36,47 = sosa.

63,53 = ácido nítrico.

100,00

Fosfato de sosa $(\text{NaO})^2, \text{HO}, \text{PhO}^5 + 24 \text{ ag.} = 359$). El fosfato neutro de sosa es el único fosfato alcalino que se halla en el comercio, y que se usa comunmente en los laboratorios; se le prepara descomponiendo el fosfato ácido de cal, bifosfato cálcico, por el carbonato sódico; se precipita el carbonato de cal, y queda en el líquido fosfato de sosa que se aísla mediante la evaporacion de la disolucion salina.

El fosfato de sosa ordinario cristaliza en prismas romboidales que se efflorescen fácilmente al aire; tiene un gusto urinoso y reaccion alcalina; es insoluble en el alcohol, soluble en cuatro partes de agua fria y en dos de agua caliente: además del agua de hidratacion contiene un equivalente de agua básica, dos de sosa y uno de ácido fosfórico. Calcinado durante algun tiempo, pierde este compuesto su agua básica y se convierte en *pirofosfato de sosa* $= (\text{NaO})^2, \text{PhO}^5$: en su estado normal y segun se halla en el comercio, contiene 24 equivalentes de agua que pueden ser eliminados á una temperatura inferior á la que pierde el equivalente de agua básica.

En resumen, esta sal presenta los tres grados de hidratacion siguientes:

1.º $(\text{NaO})^2 \text{HO}, \text{PhO}^5 + 15 \text{ ag.}$

2.º $(\text{NaO})^2 \text{HO}, \text{PhO}^5 + 24 \text{ ag.}$

3.º $(\text{NaO})^2 \text{HO}, \text{PhO}^5 + 26 \text{ ag.}$

El fosfato de sosa ordinario y cristalizado contiene en 100 partes:

59,81 de sal anhidro.

60,19 — agua.

100,00

Privado de su agua de hidratacion contiene:

45,34 de sosa.

50,25 — ácido fosfórico.

6,45 — agua.

100,00

Borato de sosa $(\text{NaO}, 2\text{BoO}^3 + 10 \text{ agua} = 190,78)$. El borato de sosa ó *borax*, se extrae por la evaporacion de las aguas contenidas en ciertos lagos que le poseen en disolucion: puede

prepararse también neutralizando el carbonato de sosa mediante el ácido bórico procedente de Toscana.

El borax natural tiene una fórmula y composición diferentes de las del artificial: el primero es prismático, contiene 47 por 100 de agua, y su densidad es 1,7 y está representado por la fórmula $\text{NaO}, 2\text{BoO}^3 + 10 \text{ agua}$: el segundo es octaédrico: contiene 51 por 100 de agua; su densidad es 1,8, siendo representada su composición por $\text{NaO}, 2\text{BoO}^3 + 5 \text{ ag.}$

Según el equivalente del ácido bórico ($\text{BoO}^3 = 34,89$), el borax debe ser para nosotros un baborato sódico; mientras que será un borato neutro para los que admitan como doble el citado equivalente.

El borax fundido tiene la propiedad de disolver los óxidos metálicos, ofreciendo perlas de diversos colores según la naturaleza y grado de oxigenación de dichos óxidos: se utiliza este interesante carácter para las análisis cualitativas ejecutadas por medio del soplete.

El borax entra en la composición de ciertos vidrios finos, en la de los espejos y en el esmalte ó bañado de la porcelana inglesa.

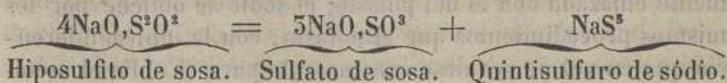
En el estado anhidro consta en 100 partes de:

50,76	=	sosa.
69,24	=	ácido bórico.
100,00		

Hiposulfito de sosa $\text{NaO}, \text{S}^2\text{O}^3 + 5 \text{ ag.} = 116$. Se prepara esta sal, hirviendo con flor de azufre una disolución bastante concentrada de sulfito de sosa: evaporando hasta película el líquido filtrado se obtienen grandes prismas romboidales é incoloros. Puede también obtenerse el hiposulfito de sosa, calentando en una cápsula de porcelana una mezcla formada de 100 partes de carbonato de sosa seco y 50 de flor de azufre: agitada la masa para que el oxígeno del aire actúe sobre el sulfuro de sodio, que se forma al principio, resta tan solo disolver el producto en agua, filtrar y hervir el líquido con flor de azufre hasta que aparezca casi incoloro, en cuyo caso se filtra de nuevo y evapora la disolución hasta película cristalina.

El hiposulfito de sosa es incoloro é inodoro, de sabor amar-

go y nauseabundo, inalterable al aire, muy soluble en agua é insoluble en el alcohol: sometido á la accion del calor, sufre la fusion acuosa y queda anhidro. Calentado á mayor temperatura, se descompone en sulfato de sosa, y en quintisulfuro sódico, en esta forma:



Tratada esta sal por un ácido, se descompone, desprendiendo ácido sulfuroso y precipitando azufre: disuelve varios óxidos metálicos, que luego precipita bajo la forma de sulfuros; tambien disuelve con suma facilidad las sales haloideas de plata (cloruro, bromuro y ioduro), de cuya propiedad se saca partido en la fotografia y daguerreotipo. Finalmente, es un cuerpo reductor de primer orden.

El hiposulfito de sosa cristalizado contiene en 100 partes:

25,58	= sosa.
35,64	= ácido hiposulfúrico.
38,78	= agua.
100,00	

Caractères de las sales de sosa. Los caractères de las sales de sosa son casi todos negativos; por consiguiente, reconocido que una sal posee una base alcalina, puede decirse, en cierto modo, que dicha base es la sosa, al ver que no ofrece ninguno de los caractères propios de las sales de potasa, anteriormente descritos. Sin embargo, el ácido hidrofúosilícico, produce en las disoluciones de las sales sódicas un precipitado gelatinoso, blanco y mucho más opalino que el producido en las mismas circunstancias por las sales potásicas: además, las sales de sosa en disolucion ofrecen un precipitado blanco, por la accion sobre ellas de otra disolucion de *bi-metantimonio de potásico* (antimonio de potasa granugiento). Finalmente, transformada en sulfato sódico una pequeña porcion de sal sódica, y examinada al microscopio en la consistencia propia para cristalizar, se distinguen de una manera característica, en el campo de la lente, los primas exaedros y muy voluminosos correspondientes á dicha sal.

RESUMEN.

1. La historia del descubrimiento del sódio, está íntimamente enlazada con la del potasio; el sódio se obtiene por los mismos procedimientos que el potasio, con la única diferencia que en vez de seguirse exactamente para el sódio el método de Mareska y Donny, se introduce una importante modificación debida á Deville, respecto de las proporciones y naturaleza de los cuerpos que constituyen la mezcla sobre que se opera. La mezcla que Deville aconseja para obtener el sódio, es la siguiente:

30 partes de carbonato de sosa.
45 — — hulla.
5 — — creta (carbonato de cal).

El carbonato de sosa debe ser perfectamente desecado y reducido á polvo muy fino; la hulla debe ser grasa y ha de estar tambien muy seca, y por último la creta ha de ser blanca, fina y sin nada de humedad.

2. El sódio es un metal muy semejante al potasio: como él, es blando á la temperatura ordinaria, ligero, con lustre brillante y argentífero, en su corte reciente; muy maleable; su densidad = 0,972, se funde á 90° y hierve al calor rojo. Este metal puede ser laminado entre dos hojas de papel; en fin, puede manejarse sin inconveniente alguno, cuando los dedos y los instrumentos con que se le corta están perfectamente secos: el sódio se usa hoy en los laboratorios como un poderoso agente de reducción; en la industria se utiliza para obtener el aluminio, magnesio y otros metales térreos.

3. El sódio se une con el oxígeno en las mismas proporciones que el potasio, constituyendo iguales grados de oxidación que este metal: los óxidos de sódio se obtienen absolutamente del mismo modo que los de potasio.

4. De todas las sales haloideas de sódio, ninguna ofrece tanto interés bajo el punto de vista fisiológico, industrial y agronómico como el cloruro de sódio ó la sal común; así que,

este compuesto constituye un ramo de los más productivos para los estados que injustamente monopolizan su explotación (4). La extracción de la sal comun se ejecuta por varios procedimientos, que pueden reasumirse en los tres siguientes:

1.º A pico ó barreno como si se tratara de un mineral cualquiera: tal sucede, por ejemplo, en la explotación de nuestras famosas minas de sal gemma en Cardona.

2.º Por la concentración, mediante el calor, de líquidos salados constituyendo manantiales más ó menos ricos en cloruro de sódio ó bien las disoluciones salinas artificialmente hechas con agua dulce ó salada y sal mineral.

3.º Y en fin, por la evaporación espontánea (mediante el calor solar y la acción del viento) del agua del mar dirigida á cuadros ó estanques, trazados de tal manera que la disolución salada ofrezca poco fondo y mucha superficie. Vaporizada el agua por la acción meteorológica expresada, va depositándose el cloruro sódico bajo la forma de cristales cúbicos.

La refinación de la sal, puede ejecutarse por dos medios: ó por repetidas disoluciones y cristalizaciones, como si se tratara de una sal cualquiera, ó bien vertiendo ácido hidroclórico sobre una disolución concentrada de sal comun; en cuyo caso se precipita en finisimos cristales y perfectamente pura.

En casi todos los países inteligentes en las industrias que como esta, tienen por base los conocimientos químicos, sujetan á diversos procedimientos los líquidos ó aguas madres resultantes de la salinificación, obteniendo sales de potasa y de sosa cuyo valor comercial aumenta notablemente el obtenido con la explotación de la sal; realizando de esta manera un axioma industrial que debia tenerse grabado en letras de oro en más de una dependencia administrativa, á saber: *que los beneficios industriales, están en razon directa de la mayor metamorfosis de la materia, en productos útiles, en el menor tiempo posible y bajo el mismo gasto de medios de explotación.*

4. Varias son las oxisales de sosa que tienen grande interés; entre ellas quizá es la más importante el carbonato de so-

(4) Suponiendo que cada español consume al día $\frac{1}{2}$ onza de sal, y que España cuenta 16 millones de habitantes, y suponiendo, en fin, que la libra de sal cuesta medio real, resulta que solo por este concepto vende al año el Estado por valor de 100 millones de reales. ¿Cuánto valdrá lo que se tira al mar en los residuos ó aguas madres?

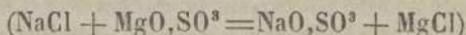
sa: antiguamente no se usaba más carbonato de sosa, que el procedente de la incineracion de ciertas plantas del género *sal*, *sola* y *salicornia*. Al producto de esta incineracion se le conoce con el nombre vulgar de barrilla artificial: y hoy todavia se siembra en varias de nuestras provincias (en la Mancha) esta planta, para vender en la época de la recoleccion y bajo la forma indicada dicho producto. A principios del siglo actual, España exportaba anualmente á Francia barrillas de Alicante, Cartagena y Málaga, por valor de 80 millones de reales, con motivo de la guerra de la independencía, la Francia se vió forzada á inventar un método artificial para extraer el carbonato de sosa. Leblanc fué el que consiguió este resultado descomponiendo á elevadas temperaturas y en hornos apropósito, una mezcla de sulfato de sosa, carbonato de cal y carbon, constituida, próximamente, por partes iguales de las dos primeras sustancias y la mitad de la tercera, ó sea el carbon: en esta reaccion se produce carbonato de sosa y oxisulfuro de calcio, insoluble en agua. Por manera, que tratado el residuo por dicho liquido, solo se disuelve el carbonato de sosa, que evaporado y desecado se pone en circulacion comercial.

5. Bajo el nombre de *ensayos alcalimétricos*, se comprende un procedimiento analítico, en virtud del que se aprecia la cantidad de base alcalina real, libre ó carbonatada, que existe en una mezcla dada de diferentes sales: este análisis volumétrico, se funda en dos hechos principales: 1.º, que neutralizando por el ácido sulfúrico el carbonato potásico ó sódico, ó las bases respectivas, no ejercen accion alguna sobre la tintura de tornasol, al paso que el ácido carbónico (indicador, en cierto modo, del experimento), y el ácido sulfúrico, hacen que dicha tintura adquiera color rojo vinoso no persistente en el primer caso, y rojo claro y persistente en el segundo; 2.º en que para saturar un equivalente de base libre ó carbonatada (NaO), es preciso emplear un equivalente de ácido sulfúrico monohidratado (SO^2HO). Por manera que sustituyendo á las fórmulas que expresan esta reaccion los respectivos equivalentes, es fácil preparar una disolucion normal en peso y volumen conocido con el ácido; y tomando la cantidad respectiva de la base sometida al ensayo, y en fin, colocándola en condiciones idénticas á las del ácido, deducir su valor ó rique-

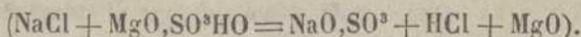
za ponderal por el volúmen y peso del ácido consumido en dicha neutralizacion. Así que, suponiendo que 100 volúmenes de disolucion alcalina, representando el peso en relacion al equivalente indicado, han gastado para su neutralizacion tan solo 50 volúmenes de ácido sulfúrico, de los 100 que á su vez representaban el peso proporcional á su equivalente es claro que debe deducirse que semejante potasa ó sosa comercial solo contiene 50 por 100 de riqueza. El carbonato de sosa sirve entre otros usos para la fabricacion del jabon duro, vidrio, etc.

6. El bicarbonato de sosa se obtiene, lo mismo que el de potasa, sobresaturando por un exceso de ácido carbónico el carbonato neutro convenientemente dispuesto. En varios establecimientos de aguas gaseosas, como por ejemplo en Vichy, hemos visto aprovechar con este objeto el exceso del ácido carbónico desprendido espontáneamente, ó por la accion del calor, de las aguas carbónicas que constituyen los manantiales: una calcinacion parcial del bicarbonato de sosa le transforma en sexquicarbonato, sal que bajo el nombre de *natron*, se extrae bajo la forma de efflorescencias de ciertos lagos salados.

7. El sulfato de sosa, base primera del carbonato de sosa artificial, se obtiene, bien sea descomponiendo el cloruro de sódio ó sal comun en hornos apropósito y mediante la accion del ácido sulfúrico, ó bien por la doble descomposicion que (á 2° bajo cero) tiene lugar en las aguas madres de las salinas del mediodia de la Francia, entre la sal comun y el sulfato de magnesia



en virtud de la insolubilidad, en la sal comun, del sulfato de sosa; ó bien en fin, descomponiendo en hornos, como los usados en Marsella para obtener la barrilla artificial, una mezcla de sal comun y sulfato de magnesia, es decir, las mismas sales que en el método anterior, y utilizando igualmente la ley de Berthollet, cual es, mayor fusibilidad del sulfato de sosa resultante, respecto de ambas sales puestas en accion



8. Sin negar la importancia que individualmente tienen las demás sales de sosa estudiadas, como el hipoclorito, nitrato, fosfato y borato sódico, mencionaremos de un modo especial el hiposulfito de sosa, siquiera por la boga en que está su empleo para la fotografía, debido á la cualidad que posee de disolver ciertas sales metálicas, entre ellos el de plata, á la vez que por su acción reductriz enérgica.

9. El único reactivo que, al parecer, caracteriza de una manera especial las sales de sosa, es el *bimetantimoniato de potasa* (antimoniato de potasa granugiento).

LECCION QUINTA.

LITIO.—Su símbolo y equivalente.—Su historia, extracción y propiedades del litio.—Obtención del óxido de litio, ó LITINA CAUSTICA —Principales sales haloideas y anfideas de litina.—COMPUESTOS SALINOS AMONIACALES.—Su obtención y principales propiedades.—BARIO ESTRONCIO Y CALCIO.—Estudio de la obtención de estos metales, de sus óxidos y de sus principales sales: aplicaciones más interesantes de las combinaciones comprendidas en este estudio.—Resúmen.

Litio.

El litio ($\text{Li} = 6,53$) ha sido considerado hasta estos últimos tiempos como un metal alcalino: pero despues de los experimentos de Troost (Anales de química y de física tomo LI, pág. 105, 3.^a série) parece que debe incluirse al lado del magnesio, no solamente por sus propiedades metálicas, sino por desempeñar en los compuestos alcalinos, el mismo papel que el magnesio, en la serie de las combinaciones alcalino-térreas.

Segun parece, Davy fué el primero que obtuvo el litio descomponiendo la litina por la pila: Bunsen y Mathiessen han reemplazado esta base por el cloruro de litio, obteniendo cantidades de metal más que suficientes para estudiar sus principales propiedades. Finalmente, Troost ha modificado á su vez el método anterior, con lo que se ha conseguido estraer grandes cantidades de este metal: el fundamento de todos estos métodos es, sin embargo, el mismo; á saber, la acción eléctrica, aplicada por primera vez por Davy.

Propiedades del litio. Es un metal blanco con brillo argentino y permanente al contacto del aire seco: es el más ligero de todos los cuerpos conocidos, supuesto que su densidad determinada por Bunsen y Matthiessen, es $= 0,59$, por cuya razon flota hasta sobre el aceite de nafta; se funde á

180°; puede laminarse y ser reducido á alambres muy delgados: cinco miligramos de este metal han producido, á los químicos citados, un alambre que medía casi un metro de largo; en fin, á una temperatura elevada arde tranquilamente con llama blanca, debida al vapor de metal.

Obtencion del óxido de litio, ó sea la litina cáustica. Para preparar este óxido, se trata una disolucion de sulfato de litina por el hidrato de barita; con lo que se produce sulfato barítico insoluble, y óxido de litio que queda en el líquido y luego se extrae por el método ordinario.

Sulfato de litina. Esta sal, punto de partida, digámoslo así, de todos los compuestos de litio, se obtiene de una variedad de mica (*lepidolita*) tan abundante en Bohemia, que forma montañas enteras.

Hé aquí la mezcla que de esta y otras sustancias, se funde en un horno apropósito:

Lepidolita pulverizada. . .	1,000	gramos.
Carbonato de barita. . . .	1,000	—
Sulfato de barita.	500	—
Sulfato de potasa.	300	—

Fundida la mezcla, se deja enfriar el crisol, y despues se rompe. La masa ocupa dos zonas: la inferior vitrea y como escoriácea, y la superior blanca. Separada esta última, se trata por agua, y mediante repetidas evaporaciones y cristalizaciones queda un sulfato doble de potasa y de litina, el cual es luego descompuesto por el nitrato de barita, produciéndose nitratos de potasa y de litina, cuyas sales son, en fin, transformadas mediante la calcinacion con ácido oxálico, en carbonatos: tratados estos por agua, queda aislado en cierto modo el de litina en razon á ser mucho menos soluble que el de potasa. Las demás sales pueden obtenerse, bien sea directamente, ó bien por doble descomposicion.

Caractéres de las sales de litina. Las sales liticas son más fácilmente descomponibles por el calor que las alcalinas; sus disoluciones concentradas precipitan en blanco por el carbonato de potasa ó de sosa (carbonato de litina); alcalinizadas con un poco de potasa y tratadas por el fosfato de sosa,

dan un precipitado blanco de fosfato de litina soluble en los ácidos y en las sales amoniacaes.

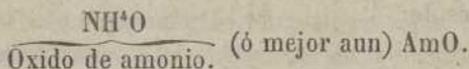
El cloruro de litio es soluble en el alcohol: tanto esta sal como el nitrato de litina comunican á la llama de alcohol un color purpúreo; coloracion que, de una manera general, ofrecen todas las sales líticas ensayadas al soplete.

Amonio.

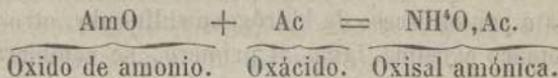
Ya expusimos á continuacion del estudio del amoniaco (tomo 1.º, pág. 257) los hechos en que nos apoyábamos para admitir hipotéticamente un radical compuesto de NH^4 denominado amonio, y representando por la índole de sus combinaciones y amalgama el tipo de los radicales compuestos electropositivos, semejantes en un todo á los metales, como á su vez el cianógeno, ofrecía el ejemplo de los radicales compuestos electro-negativos, enteramente igual por su carácter químico á los metaloides halógenos.

Réstanos ahora estudiar sus sales haloideas y anfideas de la misma manera que lo hemos hecho respecto de los metales anteriores: á este fin, recordaremos las tres consideraciones siguientes:

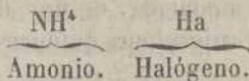
1.ª El amoniaco hidratado NH^4, HO es el óxido del radical amonio, el cual consideraremos compuesto de este modo:



2.ª Todas las oxisales amónicas están constituidas por el oxácido respectivo, más un equivalente de óxido de amonio, en esta forma:



3.ª En las sales haloideas, el hidrógeno del hidrácido está unido al amoniaco constituyendo amonio, que es quien se halla en combinacion con el cuerpo halógeno.



Sentado esto, nada más fácil que asemejar la composición de las sales amónicas á la de los demás metales, como se ve examinando el siguiente cuadro.

	Compuestos metálicos semejantes.
Sulfato amónico. $\left\{ \begin{array}{l} = \frac{\text{AmO}, \text{SO}^3}{\text{NH}^4 \text{O}, \text{SO}^3} \end{array} \right\}$	$\text{MO}, \text{SO}^3 = \text{Sulfato metálico.}$
Cloruro amónico. $\left\{ \begin{array}{l} = \frac{\text{NH}^4, \text{Cl}}{\text{Am}, \text{Cl}} \end{array} \right\}$	$\text{MCl} = \text{Cloruro metálico.}$
Sulfuro amónico. $\left\{ \begin{array}{l} = \frac{\text{NH}^4, \text{S}}{\text{Am}, \text{S}} \end{array} \right\}$	$\text{MS} = \text{Sulfuro metálico.}$

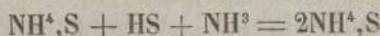
Sulfuro amónico ($\text{NH}^4, \text{S} = 54$). El sulfuro amónico, ó sulfidrato de amoniaco, se obtiene mediante la union á una baja temperatura, del amoniaco gaseoso con la mitad de su volumen de hidrógeno sulfurado; es una sal que cristaliza en prismas incoloros, muy volátiles, de olor fuerte y desagradable. El sulfuro amónico es una sulfobase.

Sobresaturando por un exceso de sulfidohidrico una disolucion concentrada de amoniaco cáustico, resulta un líquido amarillo verdoso, de un olor insoportable y difusivo, que se conoce y usa con suma frecuencia en los laboratorios bajo el nombre de *sulfidrato de amoniaco*: es una mezcla del sulfuro simple NH^4, S con el sulfidrato amónico $\text{NH}^4, \text{S} + \text{HS}$. Consta en 100 partes de:

49,99 = amoniaco.

50,91 = ácido sulfidrico.

Añadiendo al volumen del amoniaco, transformado en sulfidrato por el exceso de hidrógeno sulfurado, otro volumen de amoniaco cáustico, igual al primero, se cambiará todo el producto en el monosulfuro de amonio, de este modo.



El sulfidrato de amoniaco, es uno de los reactivos mas preciosos para las investigaciones químicas y análisis cuantitativas.

Sales amónicas.

Cloruro amónico, sal amoniaco, hidroc্লorato ó clorhidrato de amoniaco ($\text{NH}^4\text{Cl} = 53,45$).

Antiguamente fué esta sal importada á Europa de Egipto, en donde se extraía por la combustion del escremento de los camellos: á este fin se recogía de un modo adecuado la especie de hollin ó sublimacion blanquecina, que por efecto de dicha combustion tenia lugar, y unas veces se sujetaba á una purificacion prévia, mientras que otras circulaba bajo semejante aspecto en el comercio. En la actualidad, como desde hace ya muchos años, puede extraerse esta sal, además de los métodos directos y generales que ya conocemos, por cualquiera de los tres procedimientos siguientes:

- 1.º La destilacion de las sustancias animales.
- 2.º De las orinas.
- 3.º Y en fin, de los líquidos condensados en la fabricacion del gas del alumbrado.

El último método es el generalmente seguido en muchas fábricas: para ello no hay más que tratar dichos líquidos amoniacales por el ácido hidroc্লórico, evaporarlos hasta película y someter luego el producto de varias cristalizaciones, para purificarle de una manera conveniente.

Donde el ácido hidroc্লórico tiene algun valor, se transforma el carbonato amoniacal procedente de la destilacion de la hulla, en sulfato amónico, por doble descomposicion entre el carbonato y el sulfato de cal: obtenido el sulfato amónico, se hierva con una disolucion concentrada de sal comun, con lo que se forma sulfato de sosa y cloruro amónico.

La sal amoniaco se presenta en el comercio bajo la forma de masas blancas de aspecto mate en el exterior, de testura fibrosa, muy difíciles de pulverizar: como todas las sales amónicas, es volátil á la temperatura roja; soluble en el alcohol y en el agua. Al disolverse en este líquido, produce bastante descenso de temperatura. Sirve con frecuencia en los laboratorios, no solo como reactivo, sino tambien para obtener el amoniaco y varias sales amónicas.

Accion y empleo terapéutico del clorhidrato de amoniaco.

Aplicado exteriormente sobre el tegido celular produce, al principio, una irritacion más ó ménos viva, despues es absorbido y lleva su accion al estómago, al cual irrita extraordinariamente, hasta el extremo de causar la muerte si la cantidad es escesiva. Interiormente, su accion es la misma que acabamos de decir, determinando además náuseas, vómitos y delirios convulsivos. En dosis pequeñas obra como un estimulante general, y además aumenta las secreciones cutáneas. Puede emplearse ventajosamente en las afecciones de la piel, reumatismos, hidropesías pasivas y algunas obstrucciones glandulares, etc. En las fiebres intermitentes rebeldes, y asociado á la quinina, produce muy buen efecto. Exteriormente se usa su dissolution como resolutive y refrigerante, en las inflamaciones superficiales, dolores de cabeza y en gargarismos en las anginas crónicas, etc. En cuanto á la dosis, suele prescribirse desde un escrúpulo hasta 3 ó 4 granos, cada 24 horas, en pociones, pildoras, etc. Exteriormente en lociones de ℥ij á vj por ℔ij de agua; tomado en dosis tóxicas, no se conoce antidoto, siendo preciso recurrir al vómito, tratar por los antilofjísticos la inflamacion del estómago y por las opiáceas los sintomas nerviosos.

Sexquicarbonato amónico $(\text{NH}'\text{O})^2, \text{HO}, 5\text{CO}^2 + 2\text{ag.} = 145$. Siempre que se sujetan á la destilacion las sustancias animales, se obtiene carbonato amónico impregnado de productos empireumáticos, de los que puede privársele mediante repetidas destilaciones: resulta igualmente esta sal calentando, en una retorta de hierro, una mezcla formada de una parte de carbonato de cal (creta) y de dos partes de cloruro amónico (sal amoniaco). El carbonato amónico obtenido por cualquiera de estos dos medios recibe el nombre de *carbonato de amoniaco officinal*, ó *sal volátil de Inglaterra*; y es considerado como sexquicarbonato amónico, ó mejor aun como una mezcla de este y de bicarbonato. Se presenta bajo el aspecto de una masa blanca, translucida, de testura fibrosa, dotado de un olor muy amoniacal, pero no desagradable; su sabor es urinoso, y la reaccion alcalina: se emplea con mucha frecuencia en quimica. Tambien se sirven de él en las reposterias para esponjar la masa de los pasteles.

El mejor medio de obtener el verdadero sexquicarbonato

amónico, es disolviendo la sal del comercio en el amoniaco concentrado, y abandonar á la cristalización espontánea el líquido. De esta manera resultan cristales prismáticos muy voluminosos, de una transparencia perfecta, pero fácilmente alterables, convirtiéndose á muy corto tiempo en bicarbonato amoniacal.

El sexquicarbonato amónico consta en 100 partes de:

23,5	= amoniaco.
31,0	= agua.
45,5	= ácido carbónico.
100,0	

Empleo terapéutico del sexquicarbonato de amoniaco. Esta sal ejerce en la economía animal, la misma acción que el amoniaco con la diferencia de no ser tan enérgica. Su acción terapéutica también es la misma; se administra en dosis dos veces más considerables que el amoniaco.

Bicarbonato amónico ($\text{NH}^4\text{O}, \text{HO}, 2\text{CO}^2 = 79$). Para obtener esta sal, no hay más que hacer pasar una corriente de ácido carbónico en exceso, á través de la disolución concentrada de sexquicarbonato. Se depositan cristales magníficos é inalterables al aire; correspondientes al sistema prismático.

Esta sal consta en 100 partes de:

21,5	= amoniaco.
22,8	= agua.
55,7	= ácido carbónico.
100,0	

Sulfato amónico ($\text{NH}^4\text{O}, \text{SO}^3 = 66$). Se obtiene esta sal en grande escala, bien sea neutralizando los líquidos viscosos que proceden de la destilación de la hulla, leña, etc., con ácido sulfúrico, ó bien por doble descomposición. Es una sal anhidra é isomorfa con el sulfato potásico; mas soluble en el agua fría que caliente (en dos partes de la primera y solamente una de la segunda); fusible á 140° é indescomponible á 180° ; á mayor temperatura se convierte, primeramente en bisulfato, y luego en bisulfito, perdiendo agua y nitrógeno.

El sulfato amónico tiene gran tendencia á combinarse con otros sulfatos, en particular con los de hierro, manganeso, zinc, níquel y cobre: esta sal es muy interesante para la agricultura, como depósito de nitrógeno, y por eso su fabricación aumenta cada día y seguirá en creciente escala á medida que su uso se generalice en Europa. Los escrementos líquidos que, con perjuicio de los campos y sobre todo de la salubridad pública, se desperdician en ciertos países, como por ejemplo en España, son fecundo origen en otras naciones de riqueza; á la vez que de medidas higiénicas de suma transcendencia, solo la Francia fabrica, por este medio, un millon de kilogramos de sales amoniacales. Esta sal consta en 100 partes de:

25,74	= amoniaco.
15,64	= agua.
60,62	= ácido sulfúrico.
100,00	

Nitrato amónico ($\text{NH}^4\text{O}, \text{NO}^5 = 80$). Puede obtenerse esta sal, descomponiendo directamente el carbonato amónico por el ácido nítrico y luego concentrando suavemente el líquido.

De este modo resultan prismas exagonales muy semejantes al nitro, dotados de un sabor fresco y picante, solubles en dos partes de agua fría y en su propio peso de agua caliente: es insoluble en el alcohol. Se funde hacia los 200° y se descompone entre 240° y 250° , produciendo agua y protóxido de nitrógeno ($\text{NH}^4\text{O}, \text{NO}^5 = 4\text{HO} + 2\text{NO}$). Introduciendo algunos cristales de esta sal, en una cápsula incandescente de platino, se funden, y pasa el líquido al estado esferoidal; y si en semejante condición desciende la temperatura, se ve destacarse de toda la masa una columna de fuego; fenómeno que en general se atribuye á la grande cantidad de calórico desarrollada por la descomposición del óxido nítrico verificada en este caso.

El nitrato amónico se emplea como sal refrigerante para producir el hielo artificial: tambien sirve para preparar el papel químico usado en la telegrafía; á cuyo fin se disuelven 150 partes de él en 100 de agua en donde previamente hay en disolución 5 partes de ferrocianuro potásico, y luego se sumerge el papel.

Los experimentos de Liebig, Boussingault, Barral y otros quimicos, han demostrado que todas las aguas de lluvia, sobre todo las caidas despues de una tempestad, contienen nitrato amónico; siendo este despues utilizado por las plantas para las necesidades de su *organismo*. El dia en que se consiga fabricar de una manera económica el nitrato amónico, se habrá resuelto un importante problema agricola, supuesto que no hay sustancia más fertilizante que él, pues contiene 55 por 100 de nitrógeno: fósforo y nitrógeno, hé aqui los dos pedestales sobre que descansa la agricultura moderna.

El nitrato amónico consta en 100 partes de:

21,25	= amoniaco.
41,25	= agua.
67,50	= ácido nítrico.
100,00	

Fosfatos amónicos. Los más principales son los tres siguientes:

- 1.° Fosfato amónico neutro: $(\text{NH}^4\text{O})^2, \text{HO}, \text{PhO}^5 = 155.$
- 2.° — — — ácido: $\text{NH}^4\text{O}(\text{HO})^2, \text{PhO}^5 = 116.$
- 3.° — — — básico: $(\text{NH}^4\text{O})^5, \text{PhO}^5 = 150.$

Obtencion y principales propiedades de los fosfatos amónicos. Cuando se trata el carbonato amónico por el bifosfato de cal, se obtiene lo que comunmente se denomina *fosfato neutro de amoniaco*; sal que cristaliza en prismas de cuatro lados, de reaccion alcalina y sabor urinoso, insoluble en el alcohol, soluble en cuatro veces su peso de agua fria, y en mucha mayor cantidad de agua caliente.

Consta en 100 partes de:

25,56	= amoniaco.
20,29	= agua.
54,15	= ácido fosfórico.
100,00	

Hirviendo esta sal, en disolucion acuosa, pierde la mitad de su amoniaco, dando origen á una sustancia conocida con el

nombre de *fosfato ácido de amoniaco*, que á su vez consta en 100 partes de:

$$\begin{array}{r} 14,65 = \text{amoniaco.} \\ 25,27 = \text{agua.} \\ 62,08 = \text{ácido fosfórico.} \\ \hline 100,00 \end{array}$$

Finalmente, si en vez de hervir esta disolucion se la sujeta á una corriente de gas amoniaco, se obtiene entonces el *fosfato amónico básico*, el que en 100 partes consta de:

$$\begin{array}{r} 32,80 = \text{amoniaco.} \\ 17,60 = \text{agua.} \\ 49,60 = \text{ácido fosfórico.} \\ \hline 100,00 \end{array}$$

Atendiendo á la composicion química de estos compuestos, son de todo punto inexactas las denominaciones con que los hemos designado: en efecto, en todos ellos se observa que un equivalente de ácido fosfórico está unido á tres de base, bien sea éste el óxido de amonio y el agua, ó bien aquel solo, ó en fin, ambos á la vez; cualidad de composicion que, segun sabemos, corresponde perfectamente á los fosfatos neutros; por cuyo motivo incluiremos todos estos compuestos en este último y verdadero grado de saturacion.

De todas estas sales, solo la primera se usa con frecuencia en los laboratorios para reactivo, ó bien para preparar fosfatos y el ácido metafosfórico: Gay-Lussac fué el primero que ideó impregnar las telas para vestidos de señora, los telones de teatro, etc., con una disolucion de fosfato de amoniaco, á fin de hacer incombustibles dichos objetos. Hoy se usan con idéntico fin los boratos alcalinos.

Omitimos hablar de las demás sales amónicas, en razon á su escasa importancia: todas pueden obtenerse por los métodos generales directos ya descritos.

Caractères de las sales amónicas. En primer lugar, conviene tener muy presente que todas las sales amónicas son volátiles ó alterables por el calor; sentado esto, podemos caracterizarlas más en detalle de la manera siguiente:

1.º Todas las sales amónicas, desprenden amoniaco (reconocible por su olor especial y por la nube densa que ofrece al contacto de un ácido mineral concentrado y volátil) cuando se las calienta con una base fija, como por ejemplo la cal.

2.º Vertiendo en las sales amónicas solubles unas cuantas gotas de cloruro platinico, se forma un precipitado amarillento, poco soluble, de cloruro platinico amónico, cuya fórmula es $\text{NH}_4\text{Cl}, \text{PtCl}_2$. Calcinada esta sal doble, se obtiene la esponja ó musgo de platino.

Debemos advertir aquí, que no basta la reaccion del cloruro platinico indicada, para caracterizar las sales amónicas, toda vez que hemos visto producirse igual reaccion con las de potasa: así que, lo mejor, es asociar los dos caractéres, es decir, el desprendimiento y olor amoniaco, con la precipitacion originada por el cloruro platinico.

Bario.

El bario, cuyo símbolo es Ba y el equivalente = 68,64, puede aislarse, bien sea por la accion de la pila, como el potasio y sódio, ó bien sometiendo el óxido de bario á la influencia del vapor de potasio; á cuyo fin, se exponen dichos cuerpos á una temperatura elevada dentro de dos capsulitas de platino, colocadas á su vez en un tubo de porcelana: enfriado el aparato, se introduce mercurio en la capsulita que contiene el bario, con lo que se produce una amalgama. Sujetada esta á la accion del calor, se volatiliza el mercurio y queda el bario con todos sus caractéres metálicos.

Propiedades del bario. Metal blanco con lustre argentino, de una densidad superior á 1,84, muy propenso á empañarse; y en fin, á transformarse en óxido: el bario descompone el agua con suma facilidad, por cuya razon debe guardarse en aceite de nafta como los metales de la 1.ª seccion. Aun no ha sido obtenido el bario en gran cantidad, como el potasio, sódio y aluminio.

Oxido bárico, ó barita cáustica ($\text{BaO} = 76,64$). Puede obtenerse esta base, calentando gradualmente en un crisol de platino y hasta la temperatura rojo blanca el nitrato barítico, el cual comienza por fundirse, y despues se descompone de-

jando un residuo de óxido bórico ó sea la *barita cáustica*. En la industria, se obtiene esta base en grande escala descomponiendo por la acción del agua en vapor y á una temperatura roja, una mezcla formada de partes iguales de carbonato de cal y de barita.

Caractéres del óxido de bario, ó barita cáustica. El óxido de bario se presenta bajo la forma de una masa esponjosa, friable, de color agrisado, sabor acre y urinoso, infusible; expuesta al aire, se dilata y reduce á polvo: posee tal afinidad por el agua, que cuando se pone en contacto con este liquido produce el mismo ruido que ocasionaria un hierro candente. Cuando se pone más cantidad de agua que la necesaria para producir este efecto, sucede que una parte de la barita se disuelve; y si se concentra convenientemente la disolucion, se separan por el enfriamiento cristales de hidrato de barita ($BaO + 10 ag$): sea cualquiera la temperatura á que se le sujete, tan solo pierde nueve equivalentes de agua.

La disolucion de barita cáustica, ó *agua de barita*, debe estar conservada en frascos perfectamente tapados, en razon á que absorbe con suma rapidez el ácido carbónico del aire, produciendo una película de carbonato bórico que enturbia el liquido: calentando al rojo oscuro el óxido de bario, absorbe una cantidad de oxígeno igual á la que ya posee, y se transforma en *sobreóxido de bario*.

El óxido de bario, lo mismo que todas sus sales solubles, ó que, como el carbonato, lo puedan ser en el estómago, son venosas: en esta propiedad se funda la confeccion de una pasta para matar ratas, en donde entra como base el carbonato de barita.

La densidad de la barita pura es = 4,0.

Tambien se sigue en la industria, para la extraccion de la barita, en grande, un procedimiento especial, que puede reducirse á lo siguiente:

1.º Hacer una mezcla íntima constituida por 100 partes de carbonato de barita (sea natural, ó bien artificial), y 15 partes de carbon finamente pulverizado.

2.º Añadir engrudo de almidon, ó cualquiera otra sustancia capaz de producir una pasta espesa y convertirse, por la calcinacion, en carbon muy dividido.

3.° Formar con esta pasta bolas del grandor de avellanas, y envueltas en carbon, colocarlas en retortas de cilindros de hierro.

Sostenida durante el tiempo oportuno una alta temperatura, resulta, como término de la operacion, una mezcla de barita cáustica y de carbon, que tratada por agua hirviendo y luego decantado y filtrado el liquido, deja por el enfriamiento un hidrato de barita cristalizado, de muy buen aspecto y que contiene un equivalente de agua.

El óxido de bario, ó barita químicamente pura, contiene en 100 partes:

39,56 = bario.
10,44 = oxígeno.
<hr style="width: 100%; border: 0; border-top: 1px solid black; margin: 5px 0;"/> 100,00

Sobreóxido de bario (bióxido) su preparacion y propiedades. $BaO^2=84,64$. Segun dejamos consignado anteriormente, sometido el óxido de bario á una alta temperatura, puede absorber nueva cantidad de oxígeno (igual á la que ya tiene) y transformarse en el cuerpo que nos ocupa; en efecto, Boussingault ha demostrado en 1852, que 250 gramos de barita calentados al rojo oscuro, dentro de un tubo de porcelana por cuyo interior atraviesa una corriente de aire, absorben el oxígeno de este aire con tal exactitud, que hasta cierto punto puede ser comparada la barita á un filtro que solo deja pasar el nitrógeno.

Segun los cálculos fundados en los importantes experimentos del distinguido químico citado, puede montarse una fabricacion en donde funcionando de la manera expuesta 8 ó 10 cilindros con 10 kilogramos de barita, se obtengan, practicando cuatro ó cinco operaciones, cada 24 horas, sobre unos 24 á 50 metros cúbicos de gas.

Propiedades del sobreóxido de bario. Es muy semejante á la barita cáustica, con la que se suele confundir: se diferencia en que no tiene, como aquella, la propiedad de desprender gran cantidad de calórico cuando se humedece con agua.

Sirve para preparar el ozono y el agua oxigenada (¿ozonizada?)

Oxisulfuro de bario, su obtencion y propiedades $(BaS)^3, BaO + 28 ag = 582,56$. Se obtiene este cuerpo, llamado impro-

piamente sulfuro bórico, calcinando en un crisol una mezcla formada de 10 partes de sulfato de barita en polvo y una parte de carbon, conviene además añadir un poco de aceite, para hacer una especie de pasta consistente. Tratado el residuo de la calcinacion, por una corta porcion de agua, resulta un liquido amarillento, de donde se precipitan cristales en forma de tablas exagonales, de oxisulfuro de bario: el verdadero sulfuro de bario queda en el residuo sólido del crisol; pero al quererle eliminar, mediante el agua, se transforma parcialmente, segun Rose, en dicho oxisulfuro.

Cloruro bórico, su preparacion y propiedades $BaCl + 2ag = 104,25$. La mejor manera de preparar este cuerpo, sobre todo hoy que tanto abunda en el comercio el óxido de bario, es tratando directamente á este por el ácido hidrocórico: puede descomponerse tambien, por dicho ácido, el carbonato barítico artificial.

Caractéres del cloruro de bario. Se presenta bajo la forma de tablas incoloras é hidratadas, de un sabor acre y desagradable: 100 partes de agua hirviendo disuelven 77 por 100; y á 15°, 435: sometido á la accion del calor, se funde y queda anhidro.

Administrado en pequeñas dosis es muy útil para las afecciones escrufulosas, obstruccion de visceras etc.

El cloruro de bario es el mejor reactivo para caracterizar los sulfatos solubles; además sirve para dosizar el ácido sulfúrico, porque el precipitado de sulfato de barita producido, puede lavarse perfectamente, y quedar puro; resultado que no se consigue empleando al efecto *el nitrato barítico*.

Aun asi y todo, conviene, segun Calvert, no usar los liquidos muy ácidos en dichas dosizaciones, aun empleando el cloruro; porque el sulfato de barita se redisuelve algo en tal circunstancia, ó bien operando sobre mucho volúmen de liquido.

El cloruro bórico contiene en 100 partes:

56,25	}	= cloruro anhidro	85,26
29,03	}		
14,74	= agua.	14,74	
			100,00

Nitrato de barita, su obtencion y propiedades $\text{BaO,NO}^2 = 150,64$. Puede obtenerse esta sal por el método general directo, que ya nos es conocido, á saber; tratando la barita cáustica ó el carbonato bárico artificial, ó bien en fin, el oxisulfuro de bario con el ácido nítrico; filtrando el líquido, y en fin, evaporando hasta película cristalina.

El nitrato de barita se presenta bajo la forma de octaedros regulares, anhidros é incoloros: 100 partes de agua á 45°, disuelven 8,18 y 55,18 á 101°. Esta sal consta en 100 partes de:

58,68 = óxido de bario.

41,32 = ácido nítrico.

100,00



Suele usarse como reactivo y tambien para preparar la barita cáustica pura.

Sulfato de barita, su obtencion y propiedades ($\text{BaO,SO}^3 = 116,64$). Puede obtenerse esta sal, ó por los medios generales tantas veces descritos, ó bien fundiendo al rojo claro en un crisol, una mezcla (equivalente por equivalente) de sulfato barítico nativo y cloruro de calcio, más 4 por 100 de carbon de leña pulverizado; fundida la masa, se deja enfriar y luego se disuelve en agua hirviendo. Por último, el cloruro de bario resultante de esta operacion se trata acto continuo por un ligero exceso de sulfato de sosa, ó cualquiera otro sulfato soluble.

El sulfato de barita se presenta bajo la forma de un polvo blanco muy pesado é insoluble en el agua y en los ácidos.

Esta sal tiene importantes aplicaciones industriales: entre ellas podemos citar las siguientes:

1.^a Para la pintura al óleo (asociado con el óxido de zinc).

2.^a Para el papel pintado y las telas de algodón y de hilo.

3.^a Para la preparacion de varias lacas, usadas en pintura.

4.^a Para el albayalde comercial (mezclado al carbonato de plomo).

5.^a Y en fin, para la fabricacion de un cristal especial cuya base es la barita.

El sulfato de barita contiene en 100 partes:

$$\begin{array}{r} 65,71 = \text{Oxido de bario.} \\ 34,29 = \text{Acido sulfúrico.} \\ \hline 100,00 \end{array}$$

Clorato de barita ($\text{BaO}, \text{ClO}^5 + \text{ag} = 161,07$). Se prepara esta sal, saturando por el agua de barita el ácido clórico procedente de la acción del ácido hidrofusilicico sobre el clorato de potasa; evaporado el líquido, se obtiene el clorato de barita cristalizado en prismas hidratados y solubles en el agua fría.

Se emplea esta sal para obtener otros cloratos por doble descomposición, y sobre todo en la pirotecnia para producir las llamas verdes: contiene en 100 partes:

$$\begin{array}{r} 45,58 = \text{óxido de bario.} \\ 48,84 = \text{ácido clórico.} \\ 5,58 = \text{agua.} \\ \hline 100,00 \end{array}$$

Caractères de las sales báricas. Todas las disoluciones báricas, sin excepción, dan un precipitado blanco al contacto del ácido sulfúrico ó de un sulfato soluble: el precipitado es insoluble en el ácido nítrico; además, todas las sales solubles precipitan por los carbonatos alcalinos, el cromato potásico, el ferrocianuro potásico y el ácido hidrofusilicico. El cromato de barita, formado por la acción del de potasa sobre las sales báricas, es amarillo y soluble en los ácidos.

Estroncio.

El estroncio, cuyo simbolo es Sr, y el equivalente = 43,84 se obtiene absolutamente por los mismos medios que el bario; esto es, descomponiendo por la acción eléctrica el cloruro de estroncio, ó bien sometiendo el óxido metálico á la acción del vapor de potasio.

Caractères del estroncio. Es un metal de color amarillo cla-

ro como el latón y muy maleable: su densidad = 2,25; debe conservarse en el aceite de nafta.

Compuestos estroncicos.

Es tal la analogía que existe entre las combinaciones del estroncio, respecto de las del bario, que hasta cierto punto deberíamos prescindir de ellas, porque su historia es la misma: sin embargo, estudiaremos lo referente al óxido de estroncio ó estronciana, al cloruro de estroncio; y en fin, al nitrato de estronciana.

Oxido de estroncio ó estronciana ($\text{SrO} = 51,84$). Se obtiene descomponiendo el nitrato por la acción del calor: es blanco y esponjoso como la barita; desarrolla, lo mismo que esta, gran calor puesto en contacto con el agua y forma con ella un hidrato cristalizado de la fórmula (SrO,HO). La estronciana dá origen también á un sobreóxido, como la barita, pero solo se obtiene por la acción del agua oxigenada sobre el protóxido de estroncio; la estronciana es isomorfa con la barita: en el estado anhidro, contiene en 100 partes:

84,57	=	estroncio.
15,43	=	oxígeno.
<hr style="width: 20%; margin-left: 0;"/>		
400,00		

Cloruro de estroncio ($\text{SrCl} + 6 \text{ ag} = 133,27$). Esta sal se obtiene como el cloruro de bario: se presenta en prismas exaédros hidratados, de un sabor acre muy desagradable; son fusibles y pierden por el calor su agua de hidratación: el agua hirviendo disuelve cinco veces su peso; á 45° disuelve los $\frac{2}{3}$; es poco soluble en el alcohol, á cuya llama comunica un color purpúreo: contiene en 100 partes.

Estroncio.	= 52,95	}	= Cloruro anhidro. . .	59,55
Cloro. . .	= 26,62			40,45
Agua. . .	= 40,45	= Agua.		40,45
				<hr style="width: 20%; margin-left: auto; margin-right: 0;"/>
				400,00

Nitrato de estronciana ($\text{SrO},\text{NO}^3 = 105,84$) Se obtiene tra-

:

tando directamente la estronciana por el ácido nítrico, evaporando, etc. Se presenta bajo la forma de octaedros regulares y anhídros insolubles en el alcohol: son descomponibles por el calor y queda la estronciana anhidra: 100 partes de agua á $+ 15^{\circ}$ disuelven 20 de esta sal; á la temperatura de la ebullicion, el agua disuelve su propio peso. Cuando el nitrato de estronciana ha cristalizado á una baja temperatura, contiene cinco equivalentes de agua ($\text{SrO}, \text{NO}^5 + 5 \text{ ag}$).

El nitrato de estronciana sirve en la pirotecnia para obtener los fuegos rojos de bengala, que se preparan mezclando intimamente 40 partes de nitrato de estronciana, 15 partes de flor de azufre, 10 partes de clorato de potasa y 4 partes de oxisulfuro de antimonio.

El nitrato de estronciana anhidro, consta en 100 partes de:

$$\begin{array}{r} 48,9 = \text{estronciana.} \\ 51,1 = \text{ácido nítrico.} \\ \hline 100,0 \end{array}$$

Caractéres de las sales de estronciana. Las sales de estronciana pueden confundirse hasta cierto punto con las de barita, porque forman tambien con el ácido sulfúrico y los sulfatos solubles un precipitado blanco insoluble en el agua y en los ácidos concentrados: sin embargo, un ensayo comparativo de un par de gotas de una disolucion concentrada de ambas sales y el ácido sulfúrico ó el sulfato de sosa dá bien pronto á conocer cuál es la barita y la estronciana. Además, las sales de estronciana no precipitan ni por el ácido hidrofúosilícico, ni por el cromato de potasa, y en fin, comunican á la llama de alcohol un color purpúreo: este último carácter, considerado aisladamente, no debe ser decisivo, atendido que muchas sales de litina le presentan igualmente.

Calcio.

Obtencion y propiedades del calcio. El calcio tiene por simbolo Ca y su equivalente es = 20. Se obtiene fundiendo en un crisol de hierro (tapado á tornillo) equivalentes iguales de so-

dio y de yoduro de calcio. La temperatura debe ser gradual y llegar al rojo cereza.

El calcio es un metal amarillento, muy parecido al de campanas, su densidad = 1,58, posee un magnífico brillo metálico recientemente limado, su fractura es granugienta; maleable, un glóbulo de calcio del tamaño de un grano de mostaza, puede producir un disco de 10 á 15 milímetros de diámetro; se vuelve friable bajo el choque del martillo. El calcio conserva su lustre metálico expuesto al aire seco durante muchos dias; en el aire húmedo se cubre rápidamente de una costra gris de hidrato de cal: calentado con alcohol sobre una lámina de platino, se funde y luego arde con una luz extraordinaria, supuesto que fragmentos de calcio, como cabezas de alfiler, producen al arder un globo de luz de 3 á 4 centímetros de diámetro.

El calcio descompone el agua fría, con elevación de temperatura y desprendiendo grande cantidad de hidrógeno.

Combinaciones del calcio con el oxígeno. El calcio forma dos óxidos, uno que es básico, y otro que es un sobreóxido: no teniendo este último aplicación alguna importante, nos limitaremos á estudiar el primero, esto es, el protóxido.

Oxido cálcico, cal cáustica, cal viva, etc. Su preparación y propiedades. El óxido cálcico, cuyo símbolo es CaO y su equivalente = 28, no puede nunca hallarse libre ó puro en la naturaleza, por la sencilla razón de que tiene, como las bases anteriores, grande fuerza de combinación por el ácido carbónico del aire; pero en cambio, el carbonato de cal es quizá, después de la sílice, la sustancia más abundante de la costra sólida de nuestro globo; así que hay geólogos que consideran esta grande masa de carbonato de cal, que bajo la forma de creta, mármol, calizas, etc., se hallan en la naturaleza, como una prueba de la purificación de la atmósfera primitiva, la cual, según ellos, cedió á estas inmensas masas de cal, gran parte del ácido carbónico que, en la época á que se refieren, debía hallarse en dicha atmósfera: la cal existe igualmente con suma abundancia en la naturaleza, combinado con el ácido sulfúrico, constituyendo el yeso, ó con los ácidos silícico, fosfórico y varios otros.

Se obtiene la cal, calcinando en hornos apropiado el car-

bonato de cal que con suma abundancia se halla en casi todos los países: por la acción del calor, se desprende el ácido carbónico y queda el óxido cálcico puro si el carbonato lo era y la operación se ha ejecutado de una manera conveniente. Calcinando el carbonato de cal sacaroideo, ó sea el mármol blanco y limpio, se obtiene un óxido de calcio muy bueno.

Preparada la cal con estas precauciones, se presenta bajo la forma de una sustancia blanca, amorfa y con el mismo aspecto que el de la masa de donde procede: es muy ávida de humedad y de ácido carbónico; así que, expuesta al aire aumenta de volumen, se dilata y se vuelve efervescente; pero no se cambia del todo en carbonato por este medio, sino en oxicarbonato que tiene por fórmula: $\text{CaO}, \text{CO}^2 + \text{CaO} + \text{ag}$.

Hidratación de la cal (apagar la cal). Cuando se vierte un poco de agua sobre la cal cáustica, se observa un ruido que recuerda el que produce la barita en idénticas circunstancias, á la vez que se desprende gran cantidad de calor: estos fenómenos indican la formación de un compuesto químico, entre la cal y el agua; en efecto, cuando el agua no está en exceso, la cal se disgrega, aumenta de volumen y se une á un equivalente de agua ($\text{CaO} + \text{ag}$), constituyendo un verdadero hidrato como el de potasa. Sin embargo, difiere de este y de la mayor parte de los que hemos estudiado, en que vuelve á quedar anhidro por la calcinación.

El óxido de calcio anhidro recibe, según dejamos dicho, el nombre de *cal viva*, así como el hidratado se denomina *cal apagada*: en uno y en otro caso, es cáustico y desorganiza con rapidez las sustancias animales y vegetales; finalmente, cuando se añade á la cal mayor cantidad de agua que la necesaria para formar el hidrato, se produce lo que vulgarmente se llama *lechada de cal*, y si la disolución se prolonga, se obtiene el *agua de cal*, tan frecuentemente usada como reactivo en las análisis químicas.

Acción terapéutica y dosis en la administración de la cal. Se emplea el agua de cal como absorbente de los ácidos desarrollados en el estómago; cuando las alteraciones en el aparato digestivo van acompañadas de diarrea, lo que con frecuencia acontece particularmente en los niños. El agua de cal ha dado muy buenos resultados en la proporción de un grano de cal

para cada onza de agua: se obtienen tambien excelentes resultados, administrándola en las diarreas crónicas aunque sean provocadas por ulceraciones de los intestinos: se usa igualmente en forma de inyecciones en las leucorreas crónicas. Exteriormente se emplea la cal como cáustica, y en lociones é inyecciones para lavar ciertas úlceras atónicas; tambien se usa en algunas enfermedades de la piel.

La cal es poco soluble en agua fria y menos aun en la caliente; á 45° la cal se disuelve en la relacion de $\frac{1}{170}$ lo que próximamente equivale á 1^{gr.},5048 por litro. El agua de cal posee reaccion alcalina, un sabor cáustico, y se enturbia muy en breve al contacto del aire, por el ácido carbónico que este contiene y que la transforma en carbonato de cal insoluble: concentrado el hidrato de óxido de calcio, en el vacio, deposita cristales exaedros de hidrato de cal ($\text{CaO} + \text{ag}$); finalmente, mezclado con agua oxigenada se precipitan láminas cristalinas formadas de sobreóxido de calcio (CaO^2).

La cal tiene, entre otras propiedades, la de ser bastante soluble en una disolucion de azúcar de caña.

La fabricacion industrial de la cal, está fundada en el mismo principio químico anteriormente citado; á saber, que el carbonato de cal, como todos los demás, escepto los de la primera seccion es descomponible á una elevada temperatura: respecto á los detalles más esenciales del procedimiento, están reducidos á dos; elegir una caliza de buena calidad y por lo tanto libre de otros carbonatos térreos, así como tambien de arcilla, arena, óxido de hierro, etc., y á conducir gradualmente la temperatura hasta el rojo en los hornos especiales que al intento se construyen, propios unos para la coccion interminante y otros para la continua.

Cuando la cal viva procede de una caliza impura, recibe el nombre de *cal magra*, al paso que la resultante de un carbonato puro se denomina *cal grasa*: ya veremos más adelante las aplicaciones á que ambas especies de cal se prestan.

Sulfuros de calcio.

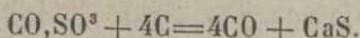
El calcio se une con el azufre en varias proporciones, entre las que las más importantes son las siguientes:

1. ^a	Monosulfuro de calcio. . . .	CaS = 56
2. ^a	Bisulfuro — —	CaS ² = 52
3. ^a	Pentasulfuro — —	CaS ⁵ = 100

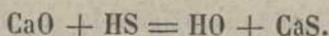
Solo diremos cuatro palabras del *monosulfuro de calcio* (CaS).

Se obtiene este cuerpo por cualquiera de los tres métodos siguientes:

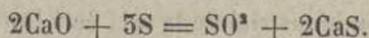
1.º Calcinando el sulfato de cal (yeso) con carbon:



2.º Haciendo pasar una corriente de hidrógeno sulfurado á través de la cal cáustica calentada á una temperatura roja.



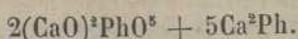
5.º Y en fin, calcinando una mezcla de cal y azufre.



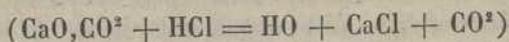
El monosulfuro de calcio es una sustancia de color blanco amarillento, de aspecto térreo, infusible y de un sabor hepático; descomponible bajo la influencia del agua en sulfidrato y en hidrato cálcico; expuesto á los rayos solares brilla luego en la oscuridad: hervido el hidrato cálcico con agua y un exceso de azufre, se obtiene una disolucion amarillenta que contiene hiposulfito de cal y *quinti ó penta sulfuro de calcio* CaS⁵.

Es un hecho averiguado, que en varias ocasiones el agua potable ordinaria conservada en pipas ó barriles de madera, se altera y desprende un olor pronunciado á gas sulfídrico: este fenómeno es el resultado de la accion reductiva de las sustancias orgánicas sobre los sulfatos, en especial, sobre el de cal. Transformado por este medio dicho sulfato en sulfuro, basta luego que el ácido carbónico del aire, ó del agua, ó los bicarbonatos disueltos, ó bien, en fin, el ácido silícico soluble obren sobre él, para que se forme á espensas de los elementos del agua, una sal cálcica, é hidrógeno sulfurado que se desprende.

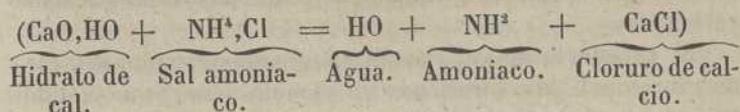
El fosforo de calcio se prepara segun digimos al hablar del hidrógeno fosforado (tomo 1.º, pág. 404). Es una mezcla de



Cloruro cálcico ($\text{CaCl} = 55,45$), su obtencion y propiedades. Aun cuando pueden utilizarse para el presente caso los residuos de varias operaciones, como por ejemplo, la del ácido carbónico.



y la del amoniaco,



sin embargo, nada más sencillo que preparar directamente este compuesto, bien sea neutralizando por el ácido hidroclórico el óxido de calcio bajo la forma de lechada, ó bien descomponiendo *ad-hoc* por dicho ácido, la creta (carbonato de cal) y mejor aun el mármol.

Concentrado por evaporacion el líquido y luego dejado enfriar, se obtienen cristales prismáticos exaedros de cloruro de calcio hidratado, cuya fórmula es $= \text{CaCl} + 6 \text{ ag.}$; son muy delicuescentes: mezclados con hielo en pedazos, producen un grande descenso de temperatura; calentados, comienzan por fundirse en su agua de cristalización y á 200° pierden los $\frac{2}{3}$ de ella y se transforman en una masa porosa bajo cuyo estado se emplea en los laboratorios, en especial para desecar gases y en general toda clase de cuerpos. El único gas que no puede desecarse por este medio es el amoniaco, en razon á que es absorbido por el citado cloruro: sometido el cloruro cálcico poroso á una temperatura elevada, queda anhidro y experimenta la fusion ignea, bajo cuyo estado puede vaciarse, debiendo acto continuo ser repuesto para los diversos usos á que con tanta frecuencia se le destina en los laboratorios.

El cloruro de calcio anhidro desprende mucho calor cuando

se disuelve en agua, al paso que lo absorbe y produce frío en iguales circunstancias cuando está hidratado: ambos cloruros son solubles en alcohol.

El cloruro de calcio se ha recomendado para evitar y extinguir los fuegos en varios edificios públicos, como por ejemplo, en los teatros.

Carbonato de cal ($\text{CaO}, \text{CO}_2 = 50$), *su obtencion y propiedades.* Puede obtenerse bien sea directamente, esto es, haciendo pasar una corriente de ácido carbónico á través de la lechada de cal, ó por doble descomposicion entre el cloruro de calcio y el carbonato sódico. Ya hemos dicho al hablar de la cal que es tal la abundancia que de este cuerpo nos ofrece la naturaleza, que sin exageracion podemos decir que una gran parte de la costra sólida de nuestro globo está constituida por dicho carbonato.

El carbonato de cal cristalizado puede presentar dos formas incompatibles, ofreciendo un caso de *dimorfismo* notable bajo el punto de vista histórico, supuesto que ha sido esta sal el primer compuesto en que se ha observado dicha propiedad. La primera forma cristalina, es el romboedro de 150° y la especie que mejor la ofrece es el *espató de Islandia*, mineral que cuando se presenta puro, es perfectamente incoloro y transparente: estos cristales presentan el fenómeno de la *doble refraccion*, de cuya propiedad se saca partido en los experimentos de óptica, como por ejemplo, en la sacarimetría ideada por Biot y prácticamente desenvuelta y aplicada por Clergeet y Soleil. La densidad del espató de Islandia, es 2,7 y posee las propiedades químicas de todos los carbonatos alcalinos.

La segunda forma incompatible es la especie mineralógica designada con el nombre de *aragonito*, abundante en nuestro país, y cuyos cristales son prismas rectangulares de $116^\circ 16'$, generalmente teñidos por el óxido de hierro; su densidad es 3,75; pero lo que hay de más curioso en todo esto, es que calentando el aragonito se cambia en una infinidad de pequeños cristales de base romboédrica; es decir, la correspondiente al espató de Islandia, obteniéndose igual resultado cuando se vierte un carbonato alcalino sobre una disolucion fría á base de cal, y viceversa; segun Rose, resulta la variedad dimórfica del aragonito calentando á alta temperatura una disolucion de

bicarbonato de cal: se llega al mismo resultado vertiendo una disolucion hirviendo de sal cálcica, en otra de carbonato amónico.

El carbonato de cal constituye, bajo diversas especies, las rocas calcáreas, los mármoles, la creta, las arcillas, las estalactitas, y estalacmitas, el caparazon de infinidad de animales, las conchas, y cubiertas de los huevos de las aves, las perlas, el coral, etc. Y en fin, segun Ehremberg, gran número de montañas de Europa están constituidas principalmente por el caparazon de carbonato calizo correspondiente á generaciones de animales que en otro tiempo vivieron en los mares.

Propiedades químicas del carbonato de cal. Sea cualquiera el origen y la forma del carbonato de cal, siempre posee las mismas propiedades químicas, y es descomponible por la accion del calor; cualidad que, como hemos visto, sirve de fundamento á la fabricacion de la cal: sin embargo, aun cuando esto se verifica constantemente en las condiciones normales y de tal manera que cuanto más se favorece la volatilizacion del ácido carbónico, mayor es la cantidad de carbonato descompuesto, no sucede lo mismo cuando el carbonato se somete á la accion del calor dentro de aparatos resistentes y herméticamente cerrados. Entonces, el carbonato entra en fusion y puede prepararse artificialmente, como lo ha conseguido Hall, la variedad marmorídea mediante la creta fundida en un cañon de fusil cerrado por ambos extremos.

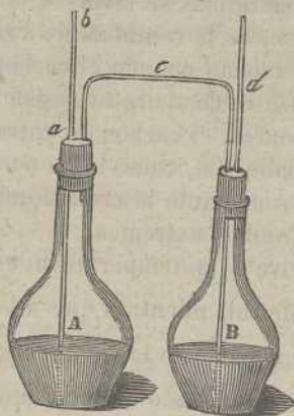
El agua no disuelve á la temperatura ordinaria más que $\frac{2.43}{100,000}$ de carbonato de cal, mientras que á la de la ebullicion disuelve $\frac{1}{8835}$: la mayor parte de las aguas naturales, contienen el carbonato de cal, en el estado de bicarbonato, descomponible por la accion del calor en ácido carbónico que se desprende y en carbonato neutro que se precipita y enturbia el líquido.

Cuando el agua llovida, que siempre contiene una débil cantidad de ácido carbónico libre, cae sobre las rocas calcáreas, disuelve una pequeña cantidad de carbonato de cal, que en ciertos puntos suele depositarse constituyendo concreciones, en el interior de las grutas ó cavidades, en donde finalmente se evapora gota á gota: de esta manera se forman las estalactitas y estalacmitas.

La solubilidad del carbonato de cal en el agua, á espensas del ácido carbónico, explica el cómo casi todos los animales contienen cantidades muy considerables de esta sal: los huesos privados de su materia orgánica, contienen $\frac{1}{5}$ de su peso; la concha de los crustáceos, los huevos de las aves y el armazon de los cangrejos, están igualmente constituidos, en su mayor parte, de esta sustancia; en fin, todas las plantas dan cenizas en las que abunda mucho el carbonato de cal.

Aparato de Fresenius para la apreciacion del ácido carbónico contenido en las calizas. Teniendo en muchas ocasiones necesidad de saber la cantidad de ácido carbónico existente en una caliza, describimos á continuacion el aparato de Fresenius por ser de un uso fácil y cómodo, por lo demás con dicho aparato se pueden analizar no solo las calizas sino todos los carbonatos.

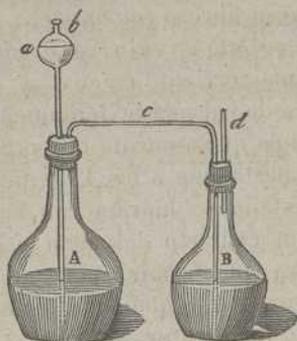
Se compone de dos matracitos *A*, *B* (fig. 10) los dos de



(Fig. 10).

igual tamaño pero este proporcional al de la balanza en que se ha de pesar el aparato. En cada uno de los respectivos cuellos entra un tapon de corcho muy bien ajustado y provisto de dos agujeros que dan paso á los tubos que ponen en comunicacion los referidos matracos. En el *A* se ve el tubo *a b* abierto por ambos extremos, llegar hasta casi el fondo, y en *B* se observa el tubo *d* abierto igualmente por los dos lados pero introduci-

do en el corcho de tal manera que solo atraviesa algunas líneas el tapon; por último un tubo *c* encurvado en doble ángulo recto y abierto por ambos extremos es el que establece la comunicacion indicada entre los dos matraces; dicho tubo está sumergido algunas líneas en el matrás A, mientras que en el B llega casi hasta el fondo. Hay casos en que en vez del tubo *a b* introducido en la vasija A es preciso poner otro tambien abierto, pero terminado en embudo por su parte superior (fig. 11). En cuánto al procedimiento que se sigue, se reduce



(Fig. 11).

á introducir en el matrás A, la caliza pesada exactamente y en seguida añadir agua destilada hasta donde marca la altura de la figura anterior (fig. 11); hecho esto, se vierte ácido sulfúrico en el matrás B y se colocan los corchos provistos de sus correspondientes tubos, dispuestos en la forma que marca el adjunto modelo; advirtiéndose que el tubo adaptado al tapón que cierra el matrás A debe cubrirse herméticamente con un poco de cera por la extremidad opuesta á la esfera *a, b*, á fin de poderle llenar de ácido sulfúrico. En tal disposición se tasa el aparato con suma escrupulosidad y se agita la vasija A junto á la lámpara de alcohol con el objeto de fundir la materia grasa; conseguido, se continúa favoreciendo la reacción con una suave temperatura hasta tanto que ya no se observe el menor indicio de efervescencia; entonces se aspira ligeramen-

te por el tubo *d* mientras se percibe en la lengua la impresion propia del ácido carbónico, y por último se vuelve á pesar segunda vez el aparato. La diferencia de peso representa la cantidad de ácido carbónico.

Sulfato de cal ($\text{CaO}, \text{SO}^3 + 2\text{ag} = 86$). Se halla este compuesto en la naturaleza generalmente asociado á la sal gemma, constituyendo masas considerables en el terreno terciario inferior, y es conocido con el nombre vulgar de *yeso*: con mucha frecuencia, sobre todo, en nuestro pais, se presenta bajo la forma de cristales romboédricos y transparentes (*yeso especular*), y en fin, tampoco es raro verle en prismas agrupados constituyendo el yeso fibroso (*alabastro*).

Propiedades del sulfato de cal cristalizado, ó sea el yeso natural. A 80° en una corriente de aire, y á 115° en aparatos cerrados, el sulfato de cal pierde lentamente su agua de hidratacion, y á medida que aumenta la temperatura la desecacion es mayor, hasta que á los 150° queda completamente anhidro: en tal estado se hidrata con suma prontitud, no bien se le pone en contacto del agua y forma una papilla cada vez más espesa que termina por solidificarse (*fraguar*). Pero si el yeso natural, ó lo que es lo mismo cristalizado, ha sido sometido á una temperatura superior á los 160° su hidratacion, es muy lenta; perdiendo del todo esta propiedad, si la temperatura á que ha sido expuesto llega al rojo oscuro: por último, sujetado á la temperatura rojo-blanca, se funde convirtiéndose por el enfriamiento en una masa cristalina muy parecido á la *anhidrita* de los mineralogistas, ó sulfato de cal anhidro.

El uso tan útil y frecuente del yeso, como *mortero* ó material blando de construccion, se funda en la propiedad que posee de deshidratarse á una temperatura moderada, y de hidratarse nuevamente en cuanto se le pone en contacto del agua: además, al hidratarse el yeso adquiere la forma cristalina, pero no se endurece ó *fragua*, sino por el enlace de todos los pequeños cristales producidos en esta operacion; por esto se ve á los albañiles agitar el líquido yesoso en los cuezos, á fin de facilitar el agrupamiento molecular que sigue á la hidratacion indicada.

Es condicion indispensable, el que para las construcciones

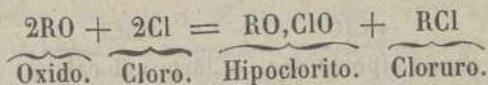
contenga el yeso sustancias inertes (aun cuando la proporcion en que se encuentren ascienda á 20 por 100), cuya influencia en la edificacion ordinaria indicaremos al hablar de los morteros: esta circunstancia esplica el por qué se obtiene un excelente yeso empleando malisimos medios de coccion.

La fabricacion del yeso, ó deshidratacion del mismo, es tan vulgar, por lo menos en lo relativo al principio en que se funda, que creemos conveniente prescindir de un estudio especial acerca de dicha industria, reducida en último resultado á elegir el yeso de buena calidad y someterle á la coccion gradual y conveniente en hornos apropósito.

El sulfato de cal es más soluble en el agua fria que en la caliente, lo cual se comprueba hirviendo una disolucion transparente y fria de yeso, supuesto que al punto se enturbia el líquido: su máximo de solubilidad corresponde á la temperatura de 35°; mil partes de agua hirviendo, disuelven poco más de 2; á 55° disuelven 2 $\frac{1}{2}$ y 2 $\frac{1}{3}$ á 12°. Aun cuando es tan poco soluble el yeso, no por eso deja de comunicar malisimas cualidades al agua: basta que esta sea próximamente saturada de él para dejar de ser potable é impropia á la coccion de las legumbres y lavado de las ropas. El sulfato de cal es insoluble en el alcohol; algo soluble en el ácido sulfúrico y transformable por la accion del ácido hidroclicórico, á una alta temperatura, en ácido sulfúrico, sulfuroso y en cloruro de calcio.

El yeso estucado se obtiene cociendo en un horno de reverbero, calentado por una corriente de aire caliente, yeso de primera calidad: hecho esto se le coloca en grandes cajas de madera de una forma especial, y estas se introducen por algunos minutos en agua que tenga en disolucion 10 por 100 de *alumbre*; por último, se le deseca y calcina hasta el calor rojo.

Hipoclorito de cal ($\text{CaO}, \text{ClO} + \text{CaCl} = 126,86$). Ya hemos indicado, en más de una ocasion, que haciendo atravesar gas cloro por una disolucion alcalina, se forma cloruro é hipoclorito, ó clorato, segun las condiciones de concentracion y temperatura bajo que se opera. La siguiente ecuacion expresa de una manera general lo que acontece en semejante caso:



Pues bien, los productos obtenidos conforme á esta reaccion dependen ya únicamente (aparte de las reglas prácticas que deben observarse para obtener el resultado que se busca) de la naturaleza del óxido alcalino ó térreo sobre que se opera.

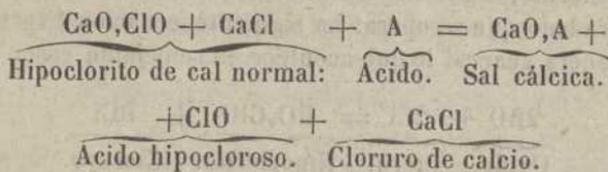
Si es la potasa (hipoclorito y cloruro potásicos) se llama *agua de Jabel*; si es la sosa, *licor ó agua de Labarraque*; y en fin, si como en el presente caso, se hace uso de la cal, recibe el nombre impropio de *cloruro de cal, decolorante*, pues, como en el primer caso, es un hipoclorito de cal mezclado con cloruro de calcio y carbonato de cal: por lo demás, sabemos por el estudio de las sales haloideas que nunca un cuerpo halógeno se une á una base, si no á los metales.

Preparacion del hipoclorito de cal. Se obtiene haciendo pasar una corriente lenta de gas cloro á través de diafragmas ó cajas de tierra refractaria, sobre las que se coloca una capa de 15 á 20 centímetros de cal, bien hidratada y pulverulenta: la disposicion del aparato permite conocer cuándo ya no es absorbido el cloro, y llegado este caso se dá por terminada la operacion.

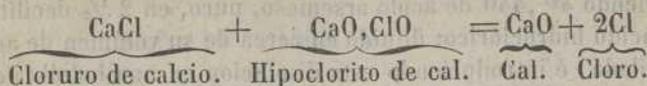
Caractéres del hipoclorito de cal. Es una sustancia blanca amorfa, muy parecida á la cal apagada y de un olor semejante al ácido hipocloroso: es descomponible por los ácidos más débiles, incluso el carbónico; pero en este caso la descomposicion es muy lenta, mientras que bajo la accion de los ácidos enérgicos es inmediata, completa, y por consiguiente hay un grande desprendimiento de gas cloro; pues debe tenerse muy presente que el ácido hipocloroso, puesto en libertad por la accion de los ácidos, reacciona sobre el cloruro, se cambia en óxido y se desprende en definitiva, no solamente el cloro del hipoclorito, sino tambien el del cloruro.

En efecto, la reaccion puede expresarse en dos períodos, de la manera siguiente:

Primer periodo.



Segundo periodo.



Ya hemos visto en el estudio del cloro (tomo 1.º, página 528), de qué manera reacciona este metaloide sobre las sustancias de origen orgánico, fundamento principal de su aplicación en la industria.

Clorometria.

El método más generalmente seguido en la actualidad, para conocer la riqueza de un cloruro decolorante, es debido al célebre Gay-Lussac, y está fundado en la propiedad que presenta el ácido arsenioso, disuelto en el ácido hidroclórico débil, de transformarse bajo la influencia del cloro y del agua en ácido arsénico, según lo demuestra la siguiente ecuación: $\text{AsO}^3 + 2\text{HO} + 2\text{Cl} = \text{AsO}^5 + 2\text{HCl}$. De modo que, haciendo actuar sobre una cantidad constante de ácido arsenioso diferentes fragmentos de hipocloritos (pero dotados de un peso idéntico), la riqueza ponderal de estos cloruros será tanto más elevada, cuanto menos cantidad de sal sea preciso emplear para convertir en ácido arsénico la porción de ácido arsenioso que sirve para medir la riqueza del hipoclorito.

Si se añaden á la disolución arseniosa ó hidroclórica, unas cuantas gotas de la tintura de añil, permanecerá inalterable esta materia colorante interin exista ácido arsenioso, lo que prueba que el cloro actúa sobre el ácido en cuestión, con preferencia á la sustancia colorante del añil; pero en el instante en que todo aquel compuesto ha pasado á ácido arsénico, y que por consiguiente, ya no tiene el cloro ácido arsenioso sobre que ejercer su acción, destruye rápidamente el color azul del añil; cuyo fenómeno sirve para indicar el término de la oxigenación del ácido arsenioso.

Para ejecutar el análisis de un hipoclorito de cal, por el procedimiento indicado, se prepara primeramente una disolución arseniosa tal, que sea destruida en totalidad por un vo-

lúmen igual al suyo de cloro seco, á la presión de $0^m,76$ y á la temperatura de cero: se obtiene fácilmente este líquido disolviendo $4^{er},440$ de ácido arsenioso, puro, en $2\frac{1}{2}$ decilitros de ácido hidrocórico; diluido en cerca de su volúmen de agua destilada, é introduciendo esta disolución en una botella de la capacidad de un litro, la cual se acaba de llenar con agua pura, según hemos consignado al hablar de los ensayos alcalimétricos: dicho líquido, recibe el nombre de *disolución arseniosa normal*.

Hechas estas observaciones preliminares, vamos á ocuparnos de los detalles prácticos de una análisis clorométrica.

Se elije, entre la masa del cloruro decolorante que se desea ensayar, un buen fragmento, ó bien varios pedazos cogidos indistintamente, y se pesan 10 gramos: en seguida se trituran en un mortero de vidrio ó de porcelana, y se añade un poco de agua; se decanta el líquido claro en una botella de un litro de capacidad, y se va añadiendo agua sobre el sedimento, hasta disolver todos los cuerpos solubles existentes en el hipoclorito: por manera, que se completa un litro con los primeros líquidos y las aguas de loción.

Verificada la disolución, se miden con la pipeta de que ya se ha hablado en otras ocasiones, 10 centímetros cúbicos de líquido normal arsenioso; se dejan caer en el vaso (de la capacidad de tres á cuatro decilitros) en donde se ha de ejecutar la análisis, y se tiñen de azul con dos ó tres gotas de sulfato de añil (indigotina); conseguido, se llena hasta el cero la bureta con la disolución del hipoclorito de cal; y por último, se vierte gota á gota en el líquido arsenioso, al cual se imprime constantemente un movimiento giratorio: en el momento en que la coloración azul desaparece, se cesa de añadir hipoclorito, y se lee en la escala de la bureta el número de divisiones gastadas para producir esta decoloración.

Supongamos que se han empleado 108 divisiones de la disolución del cloruro decolorante, para descomponer 10 centímetros cúbicos de líquido normal arsenioso; deberá deducirse en este caso, que en las 108 divisiones, que representan $10^c,8$, hay 10 centímetros cúbicos de cloro: por consiguiente, para conocer el volúmen de este gas contenido en un litro, es decir, en 1000 centímetros cúbicos de la disolución consti-

títuida por los 10 gramos de hipoclorito de cal, bastará plantear la siguiente proporción:

$$10,8 : 10 : : 1000 : x$$

$$x = \frac{10 \times 1000}{10,8} = 926 \text{ centímetros cúbicos de cloro.}$$

Estos 926 centímetros cúbicos, ó 92^{centil},6, indican que el cloro analizado marca 92,6 grados clorométricos; de manera que la cantidad de cloro contenida en un kilogramo del mencionado hipoclorito, es 100 veces más considerable, puesto que $10 \times 100 = 1$ kilogramo: últimamente, dicha dosis viene á ser igual á 9260 centilitros, ó á 92^{lit},6, que corresponden á 293^{er},542 ($92,6 \times 5^{\text{er}},17 = 293,542$).

Para que un ensayo clorométrico sea exacto, es preciso echar el cloruro decolorante sobre el líquido arsenioso; pues si en vez de operar así se vertiera el ácido arsenioso en el hipoclorito de cal, resultaría que, poseyendo la disolución arseniosa una cantidad considerable de ácido hidroclórico, eliminaría más cloro del que podría absorber para pasar á ácido arsénico, y el gas se desprendería al estado de libertad.

Es también evidente, que para transformar en ácido arsénico el ácido arsenioso contenido en 10 centímetros cúbicos, del líquido normal, es preciso emplear un volumen de cloruro decolorante inversamente proporcional á la riqueza de este cloruro: en efecto, admitamos que se han disuelto separadamente en el agua hasta formar un litro, dos pedazos de hipoclorito de cal, representando cada uno un peso igual á 10 gramos; es indudable que si se necesitan 20 centímetros cúbicos de una de estas disoluciones, y 10 de la otra, para descomponer 10 centímetros cúbicos del líquido arsenioso normal, la segunda disolución contiene, bajo el mismo volumen, dos veces más cloro que la primera.

Con el objeto de evitar el cálculo supletorio, que con arreglo á la observación precedente, es preciso ejecutar, para obtener el valor real de un cloruro decolorante, ha construido Gay-Lussac unas tablas en donde se hallan inscritos los grados clorométricos que corresponden al número de divisiones de la bureta empleadas en descomponer el líquido normal arsenioso

El hipoclorito de cal de comercio marca ordinariamente de 80 á 110 grados clorométricos: contiene por lo tanto de 80 á 110 litros de cloro (por kilogramo), que puede ser eliminado al estado de gas, mediante la acción de los ácidos.

Nitrato de cal ($\text{CaO}, \text{NO}^3 + 4\text{ag} = 113$). Esta sal existe en la naturaleza casi siempre mezclada con las demás sustancias que constituyen los terrenos salitrosos: también se halla en algunos manantiales y en tierras próximas á los cementerios, cuyo hecho se explica perfectamente recordando que todas las materias animales facilitan la nitrificación. Puede obtenerse por el método general directo, esto es, saturando la cal por el ácido nítrico, ó descomponiendo el carbonato de cal por dicho ácido: el nitrato de cal cristaliza en prismas exagonales; es delicuescente y soluble en el alcohol y en fin, descomponible por el calor, como todos los nitratos.

El nitrato de cal en razón de su grande solubilidad, se presta á facilitar la nitrificación, siendo él hasta cierto punto en varios casos el cuerpo intermediario entre la atmósfera y el nitrato de potasa.

Fosfatos de cal. Existe una serie de *fosfatos de cal*, pero todos son neutros, á pesar de sus diversas denominaciones (á saber: *fosfato neutro, básico y ácido de cal*), supuesto que todos contienen tres equivalentes de base, segun puede verse por el siguiente cuadro:

Fosfato neutro de cal. $(\text{CaO})^2, \text{HO PhO}^5 + 4\text{ag}$.	} Obtenido vertiendo fosfato de sosa sobre cloruro de calcio.
Fosfato básico de cal. $(\text{CaO})^3, \text{PhO}^5$	
Fosfato ácido de cal. $\text{CaO}, (\text{HO})^2 \text{PhO}^5$	} Obtenido tratando los huesos calcinados por ácido sulfúrico.

Segun se vé, los tres ácidos contienen el mismo ácido tri-básico: calcinando los que poseen agua básica se cambia su naturaleza pasando, por ejemplo, el fosfato ácido á metafosfato, ó el neutro á pirofosfato.

El fosfato ácido de cal, se presenta en escamas nacaradas y delicuescentes, se emplea para la preparacion del fósforo, y se prepara tratando los huesos calcinados por el ácido sulfúrico concentrado.

El fosfato básico de cal existe, no solamente en los huesos, sino tambien en la naturaleza mineral, constituyendo asociado con el cloruro ó fluoruro cálcico la fosforita, la apatita, los coprolitos, etc.

Composicion media de la fosforita de Logrosan.	Composicion de la apatita de Jumilla.	Cristales verdes (esparaguina).
Agua. 0,2	Fosfato de cal. . 40,00	Fosfato de cal. . 95,00
Fosfato básico de cal. 82,0	Id. de magnesia, alúmina y hierro. 5,00	Fluor ^o . cálcico. . 7,00
Fosfato magnésico. 0,8	Carbonat. de cal. 10,90	Fosfato de hierro y de alúmina. indic.
Fluoruro cálcico. 8,0	Fluor ^o . de calcio. 0,58	100,00
Fosfato férrico. . 7,0	Sílice. 58,44	
Sílice. 2,0	Hierro oligisto. . 5,23	
100,0	100,00	

El fosfato básico de cal, es insoluble en el agua, lo que no impide el que pueda ser absorbido por las esponjuelas de las raices, contribuyendo de este modo al desarrollo de las plantas; pero esto es debido á que dicho fosfato de cal es soluble en el agua, á espensas del ácido carbónico del aire y del que lleva en disolucion el agua de lluvia: se obtiene artificialmente este fosfato, vertiendo amoniaco sobre una mezcla de cloruro de calcio y ácido fosfórico, ó bien cuando se añade cloruro cálcico á una mezcla de fosfato alcalino y de amoniaco. Tratado el fosfato cálcico natural, por el ácido sulfúrico, pierde los $\frac{2}{3}$ de su base y pasa al estado de fosfato ácido de cal: contiene en 100 partes:

- 55,85 = cal.
- 46,15 = ácido fosfórico.
- 100,00

La importancia que hoy dia tienen los fosfatos para la agricultura, nos ha hecho idear un método pronto y sencillo

para analizarlos cuantitativamente, que consiste en pulverizar el mineral de una manera casi impalpable; tomar dos ó tres granos de él y colocarlos dentro de un crisol de hierro previamente envueltos en placas de sódio: hecho esto, cubrir el crisol con su correspondiente tapa que cierra á bayoneta. Colocado en tal disposicion y durante un cuarto de hora bajo la influencia del calor de una lámpara de alcohol, se dá por terminado el ensayo; se deja enfriar el crisol, luego se vierte dentro de él y con cuidado agua destilada, se hierve el líquido, y en fin, se dosiza el ácido fosfórico unido á la sosa y á la cal en el estado libre por los métodos ordinarios y mejor por un ensayo volumétrico.

Caractères de las sales de cal. El mejor reactivo para las sales de cal, es el ácido oxálico, y mejor aun el oxalato amónico: se forma oxalato de cal insoluble en el ácido acético, pero soluble en los ácidos nítrico é hidroclórico. Todas las sales cálcicas solubles precipitan en blanco por la potasa, sosa y los carbonatos alcalinos, incluso el de amoniaco, mas no deben precipitar por este último álcali cuando no está carbonatado: si las sales de cal están concentradas, dan tambien precipitado blanco (yeso) en presencia del ácido sulfúrico no muy diluido, ó de los sulfatos solubles concentrados.

RESUMEN.

1. El litio y el amonio, son los dos últimos metales que completan el número de los incluidos en la primera seccion (K, Na, Lt, Am): sin embargo, segun dejamos dicho en otro lugar, los estudios de Troost, acerca del litio, demuestran que debe incluirse á este metal junto al magnesio, en vez de figurar, como hasta aquí, al lado del potasio. Se obtiene el litio descomponiendo por la accion de la pila el cloruro metálico. En cuanto á sus propiedades, las más importantes son el brillo argentino que posee y su escasa densidad que es = 0,59; por manera que no hay metal más lijero que él entre los conocidos. Las sales de litio tienen poco interés; la más abundante es el sulfato de litina, punto de partida de todas ellas y

que se obtiene descomponiendo la *lepidolita* (variedad de mica) á una alta temperatura y en presencia del carbonato de barita y de los sulfatos de potasa y de sosa.

Las sales de litina poseen un sabor dulce, propiedad que comunican á las aguas que pasan por las rocas que las contienen: se distinguen de las de potasa y sosa, por la poca solubilidad en el agua del carbonato de litina, por ser soluble en el alcohol el cloruro de litio, y en fin, por el color purpúreo que casi todas las sales de litina comunican á la llama de alcohol.

2. Consecuentes con las ideas expuestas en la teoría del amonio (tomo 1.º pág. 257) admitimos las sales haloideas y anfideas amónicas; para lo cual suponemos que el agua del amoniaco cáustico está constituyendo el óxido del radical compuesto é hipotético amonio ($\text{NH}^3 + \text{HO} = \text{NH}^4\text{O} = \text{AmO}$), tipo de los radicales compuestos del carácter químico de los metales, así como el cianógeno lo es de los radicales compuestos correspondientes á los metaloides halógenos. En las sales haloideas, el hidrógeno del hidrácido forma con el amoniaco, amonio, que luego se une al cuerpo halógeno, como sucede por ejemplo en la obtencion de la sal amoniaco ($\text{NH}^3 + \text{HCl} = \text{NH}^4, \text{Cl}$); mientras que en las oxisales, el agua del amoniaco ó del oxácido se desdobla en sus elementos para constituir la oxibase amónica ($\text{NH}^3 + \text{HO} + \text{Ac} = \text{NH}^4\text{O}, \text{Ac}$); ó bien ($\text{NH}^3 + \text{Ac}, \text{HO} = \text{NH}^4\text{O}, \text{Ac}$).

5. Los compuestos amónicos más importantes, que debemos recordar aquí son: el sulfidrato de amoniaco, el cloruro amónico ó sal amoniaco, el sexquicarbonato, nitrato y fosfato amónicos: el sulfidrato, de que tanto uso se hace como reactivo en química, se obtiene sobresaturando por un exceso de gas sulfídrico una disolucion concentrada de amoniaco cáustico; es un líquido amarillo verdoso, de olor insoportable y pestilencial. El cloruro amónico ó sal amoniaco, se obtiene en grande escala tratando los líquidos amoniacales procedentes de la destilacion de la hulla ó los orines por el ácido hidroclicórico: se presenta bajo la forma de masas blancas, de textura fibrosa etc. Respecto al sexquicarbonato amónico, la mejor manera de obtenerle es destilando en una retorta de hierro, una mezcla formada de una parte de carbonato de cal (creta) y de 2 de sal amoniaco; recogido el producto, se disuelve en el amonia-

co concentrado, y se abandona el todo á la evaporacion espontánea; de esta manera resultan cristales prismáticos de sexquicarbonato amónico puro. En cuanto al nitrato y fosfato, se obtienen directamente ó por doble descomposicion: el nitrato amónico se produce con frecuencia durante las lluvias tempestuosas, y es conducido en disolucion á las raices de las plantas; que luego le utilizan para las necesidades de su organismo.

Las sales amónicas se caracterizan por dos reacciones, á saber: calentándolas en un tubo de ensayo con un fragmento de potasa ó de cal (desprenden amoniaco reconocible en el olor, y en los humos densos que produce al contacto de los ácidos volátiles), y en el precipitado amarillo y granugiento que disueltas producen en presencia del cloruro platínico. Ambos caracteres deben apreciarse conjuntamente.

4. El bario, el estroncio y el calcio son tres metales importantes incluidos en la primera seccion: todos ellos pueden obtenerse por los mismos medios, á saber, ó por la accion de la pila, ó por la del vapor de potasio sobre el óxido respectivo, ó bien, en fin, descomponiendo los ioduros por el sódio á una alta temperatura. Ninguno de estos metales tiene importancia alguna hasta el día; pero á juzgar por la abundancia en que bajo diferentes formas existen en la naturaleza, y las curiosas propiedades físicas y químicas que poseen, quizá sirvan en su día para nuevas industrias, á la manera que hoy se utilizan el aluminio y el magnesio: la barita cáustica se obtiene descomponiendo el nitrato puro por el calor; y el sobreóxido de bario calentando el óxido bárico á una temperatura rojo-oscura, al contacto del aire: sometido al calor rojo blanco, cede el sobreóxido de bario la mitad de su oxígeno, y queda reducido nuevamente á protóxido, de cuya propiedad puede sacarse partido para preparar el oxígeno. El oxisulfuro de bario (vulgarmente denominado sulfuro) se obtiene reduciendo por el carbon el sulfato de barita: obtenido el sulfuro, pueden prepararse con él todas las sales báricas, como por ejemplo, el cloruro y nitratos báricos, usados para reactivo del ácido sulfúrico y de los sulfatos solubles.

Se distinguen las sales báricas de las demás que llevamos estudiadas, en que precipitan por la potasa ó sosa (mas no

por el amoniaco si este está decarbonatado, es decir, puro): el mejor carácter para conocer las sales á base de barita, es tratarlas por una gota de ácido sulfúrico ó de un sulfato soluble, en cuyo caso se forma un precipitado blanco (sulfato de barita), insoluble en agua y en el ácido nítrico hirviendo. Además, las sales báricas precipitan por el ácido hidrofusilícico, el cromato potásico y el ferrocianuro potásico.

5. La estronciana y sus sales se obtienen absolutamente de la misma manera que las de barita; solo ofrece algun interés el nitrato de estronciana, empleado en los fuegos rojos de bengala (consta de 40 partes de nitrato de estronciana, 13 de flor de azufre, 10 de clorato de potasa y cuatro partes de oxisulfuro de antimonio).

Se distinguen las sales de stronciana de las de barita, en que diluidas iguales porciones de ambas sales y tratadas por un par de gotas de ácido sulfúrico ó de un sulfato soluble, el precipitado producido es mucho más abundante en las de barita, además, las de estronciana no precipitan ni por el ácido hidrofusilícico, ni por el cromato de potasa.

6. Aun cuando no existe la cal libre y pura en la naturaleza, en razon á su grande afinidad por el agua y el ácido carbónico, son en extremo abundantes las sales de cal que en casi todos los puntos de nuestro globo se hallan, particularmente el carbonato, sulfato, etc. Se obtiene la cal cáustica ó viva (CaO) descomponiendo por la accion del calor y en hornos apropósito, el carbonato de cal: segun la naturaleza de la caliza que ha suministrado la cal, así esta es *grasa ó magra*, es decir pura ó impura, que fragua dentro del agua (*cal hidráulica*), se desgriega al contacto de ella produciendo un ruido particular, elevándose la temperatura y desprendiéndose grande cantidad de agua en vapor. Este fenómeno, debido á la hidratacion de la cal, se denomina *apagar la cal*; y á la especie de papilla líquida que resulta, prolongando todavía más la accion del agua sobre dicho óxido, se llama *lechada de cal*; y en fin nómbrese *agua de cal*, cuando hay una cantidad excesiva de agua para otra proporcional de cal apagada.

7. La cal absorbe con suma rapidez la humedad y el ácido carbónico de la atmósfera, por cuya razon se emplea como

medio higiénico de ventilacion y depuracion del aire, sobre todo, en las alcobas de los enfermos: en cuanto á los compuestos de cal, solo recordaremos el cloruro, carbonato, sulfato, hipoclorito y el fosfato de cal. Puede obtenerse el cloruro de calcio, descomponiendo un carbonato de cal por el ácido hidroclicórico, y evaporando convenientemente el líquido el producto cristaliza, y si se mezcla bajo este estado con yeso, constituye una de las mezclas frigoríficas más usadas en los laboratorios. Fundido el cloruro de calcio y partido despues en pequeños fragmentos, sirve para desecar los gases, y en general para privar del agua á casi todos los cuerpos: los residuos de la obtencion del amoniaco y del ácido carbónico, pueden proporcionarnos la cal haloidea que nos ocupa.

El sulfato de cal ó yeso hidratado, existe con mucha abundancia en la naturaleza, unas veces en masas, y otras cristalizado en romboedros transparentes (yeso especular), ó bien en prismas entrelazados y de aspecto fibroso (alabastro yesoso): la fabricacion del yeso destinado á las construcciones, consiste esencialmente en someter, en hornos adecuados, el sulfato de cal natural á la accion del calor, para que pierda el agua de combinacion. Puesto nuevamente el yeso calcinado á la accion del agua, se hidrata (fragua) y queda ya con las condiciones necesarias para los usos á que se le destina.

8. El carbonato de cal, es uno de los cuerpos que más abunda en nuestro globo, lo cual se explica considerando que gran número de animales le contienen en sus caparazones y esqueletos huesosos: el carbonato de cal se presenta en masa amorfa y cristalizado; pero con la particularidad de que, bajo esta modificacion molecular, ofrece dos tipos dimórficos, uno en romboedros constituyendo una variedad mineralógica denominada espato de Islandia y cuyos cristales gozan de la doble refraccion, y otro en prismas oxaedros, de una regularidad notable, correspondientes á la especie carbonatada conocida con el nombre de aragonito. Puede conseguirse á voluntad, convertir el carbonato cálcico en una ú otra forma cristalina.

9. Se obtiene el hipoclorito de cal (impropiamente llamado cloruro de cal) haciendo pasar una corriente de cloro á través de la cal apagada: el producto que circula en el mercurio, es generalmente una mezcla variable de hipoclorito de

cal, cloruro cálcico y cal más ó ménos carbonatada. Los ensayos clorométricos, tienen por objeto determinar la cantidad de gas decolorante (cloro y algo de ácido hipocloroso) que puede producir un peso dado de hipoclorito comercial: se funda el ensayo, en que una disolución clorhídrica de ácido arsenioso, coloreado de azul por unas gotas de sulfato de indigotina, no pierde su color por la acción del cloro, hasta tanto que todo el ácido arsenioso se ha convertido en ácido arsénico lo que equivale á decir, que una cantidad dada de ácido arsenioso, necesita otra proporcional de cloro para transformarse en ácido arsénico. Por consiguiente, sabida la primera, podemos venir en conocimiento de la segunda, en virtud de la acción indicada.

10. Hay varios fosfatos de cal: el de los huesos, es básico, y ácido el producido por la acción sobre ellos del ácido sulfúrico concentrado. La fosforita de Logrosan, las apatitas, los coprolitos (esccrementos fósiles de reptiles) y en fin los nódulos existentes en varios terrenos, son igualmente fosfatos básicos de cal, unidos á fluoruro de calcio, carbonato de cal, alúmina, óxido de hierro, etc., estos fosfatos tienen hoy una importancia inmensa para la agricultura, supuesto que sirven para devolver á la tierra bajo la forma de fosfatos asimilables (*superfosfatos*) el ácido fosfórico que han quitado las cosechas, y no puede ser restituído integralmente, como los demás elementos, al depósito comun, en razón á la santa práctica cristiana de guardar con amor en los sepulcros las cenizas humanas, último punto á donde viene en definitiva á parar este principio indispensable de la vida orgánica.

El fosfato de cal asimilable ó gelatinoso (*superfosfato*), se prepara tratando los minerales mencionados por el ácido hidroclórico ó sulfúrico, y precipitando luego el fosfato ácido, por medio del cloruro cálcico y el amoniaco.

En los terrenos pobres en fosfatos, produce este compuesto (bajo la forma de abono y unido á sustancias nitrogenadas) un efecto fertilizador cinco veces mayor que el mejor guano comercial.

11. El mejor reactivo de las sales de cal, es el oxalato amónico, que forma en ellas, aunque estén muy diluidas, un precipitado blanco de oxalato de cal insoluble en el agua y en

el ácido acético pero soluble en los ácidos nítrico é hidroclórico: tambien precipitan las sales de cal por la potasa y la sosa (el amoníaco solo forma precipitado cuando es impuro, es decir, cuando está carbonatado). Todos los carbonatos de los óxidos de la primera seccion precipitan las sales de cal, siendo el precipitado (carbonato de cal) soluble con efervescencia, en los ácidos: en fin, las disoluciones cálcicas concentradas forman tambien precipitado blanco con el ácido sulfúrico y los sulfatos solubles (yeso).

LECCION SESTA.

MAGNESIO; su simbolo, equivalente y método de obtencion; sus propiedades.—Combinaciones del magnesio con el oxigeno.—MAGNESIA; su obtencion y propiedades.—SALES MAGNESICAS, su obtencion y propiedades.—CARACTERES DE LAS SALES DE MAGNESIA.—ALUMINIO; su simbolo y equivalente; su preparacion; propiedades y usos.—OXIDO DE ALUMINIO Ó ALUMINA; su obtencion, y estudio de sus principales propiedades.—SALES DE ALUMINA; modo de obtenerlas; sus caractéres y más importantes aplicaciones.—ARCILLAS; su clasificacion y propiedades.—CALES HIDRAULICAS.—MORTEROS.—FABRICACION DE LA PORCELANA Y DEL CRISTAL.—Resúmen.

Magnesio.

Preparacion y propiedades del magnesio ($Mg=12$). El carbon reduce la potasa, la sosa y litina; el potasio y sódio reducen á su vez la barita, la estronciana y la cal, pero no reducen la magnesia, alúmina, glucina, zircona, etc., siendo condicion indispensable, que los radicales metálicos de estos óxidos estén combinados con el cloro para que los metales alcalinos le absorban y dejen aquellos en libertad. He aqui en resúmen los hechos que por vez primera demostró Woheler en 1828. Guiado Bussy por estas indicaciones, aisló poco tiempo despues el magnesio, pero en corta cantidad; por último, hace muy pocos años Deville y Caron le han obtenido con suma facilidad y abundancia, vertiendo rápidamente en un crisol, muy enrojecido, una mezcla intima y perfectamente seca de:

6 partes de cloruro magnésico.
1 — — — potásico.
1 — — fluoruro cálcico.
1 — — sódio cortado en pedazos.

Se cubre el crisol, se funde la masa, y en fin, se agita durante el enfriamiento, para obtener todo el metal bajo la forma de un boton en el fondo del crisol.

El magnesio bruñido, posee casi el mismo brillo que la plata, y se deja limar; su densidad = 1,75; funde hacia 500° y se volatiliza al rojo blanco, cuyo carácter le aproxima al zinc, que como veremos se funde y volatiliza próximamente á la misma temperatura; es sumamente tenaz hasta el punto de no poderle partir sino á golpe de martillo y con cuchillo de acero. El magnesio arde con una llama deslumbradora, en medio de la que se observan de tiempo en tiempo ráfagas de color azul de Prusia; el resultado es óxido de magnesio (magnesia) si la combustion ha tenido lugar en presencia del oxígeno del aire. El magnesio puro y bruñido, se conserva muy bien en el aire y apenas descompone el agua en frío: destilado el magnesio en una corriente de hidrógeno é inflamado este, se obtiene una llama de magnífico aspecto.

Un alambre de magnesio de 0,297 de diámetro, produce al arder un efecto luminoso igual á 74 bujías de ácido estéarico, de á 10 en kilogramo.

Ya en el día, se ha querido utilizar esta preciosa cualidad del magnesio y para elló ha ideado Mr. Schmidt una lámpara especial, en donde rollado á unas bobinas el alambre de magnesio, vá desdoblándose mediante un movimiento de relojería y entre dos cilindros, como las tiras de papel en el telégrafo de Morse, con el objeto de que la extremidad de dicho alambre se quemé en una lámpara especial. Pero el precio del magnesio, que es en la actualidad de 28 á 30 reales el gramo, ofrece una gran dificultad para su empleo industrial, supuesto que para sostener esta luz durante un minuto, es preciso emplear un alambre de 0,985 de largo, y cuyo peso sea 0,gr.1204; por consiguiente, para producir durante 10 horas una luz igual á la de 74 bujías (10 kilogramos de ácido estéarico) sería preciso gastar 72,gr.2 de magnesio, cuyo precio asciende á 2.167 reales.

A pesar del excesivo coste actual de esta lámpara, puede emplearse con ventaja para varios usos, entre otros, para los trabajos fotográficos, toda vez que esta clase de operaciones son muy rápidas, y no hay necesidad de la luz más que cortos instantes.

Segun las observaciones de Bunsen, de quien tomamos estos datos la acción photo-química del sol es solamente 56,6 veces más considerable que la de la llama del magnesio. Esta

ofrece una uniformidad y fijeza cual ninguna otra de su clase.

Oxido magnésico, ó magnesia cáustica ($MgO = 20$). *su obtencion y propiedades.* El óxido magnésico existe en la naturaleza (talco, tierra amarga, etc.); puede obtenerse calcinando el hidrocarbonato magnésico de las oficinas de farmacia, ó bien precipitando por la potasa una sal soluble de magnesia, ó bien en fin, calcinando el nitrato de dicha base. La magnesia es más ó menos voluminosa segun el modo como ha sido preparada; por el primer método, resulta siempre muy ligera, pero en todos casos es blanca é infusible á las más altas temperaturas, un poco soluble en agua y por consiguiente, algo sávida; segun Bineau, se disuelve en el agua en las proporciones de $\frac{1 \text{ á } 2}{100,000}$.

El óxido magnésico puede combinarse con un equivalente de agua, produciendo un hidrato que solo se halla cristalizado en la naturaleza: se obtiene en el estado amorfo, descomponiendo por la potasa una sal magnésica, disuelta en el agua, ó bien cuando se abandona por algun tiempo la magnesia anhidra al contacto del agua. El hidrato amorfo de magnesia absorbe poco á poco el ácido carbónico del aire, mientras que el hidrato cristalizado (*brucita*) no se carbonata en semejantes circunstancias. Contiene en 100 partes:

60 = magnesio.

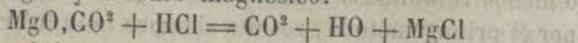
40 = oxígeno.

100

Accion terapéutica, dosis y modo de administrar el óxido magnésico. Administrado á dosis regulares es un excelente purgante. Se le dá á las personas que hacen uso de la leche, despues de los accesos violentos de gota, etc. En dosis pequeñas no purga, siendo tan solo absorbente; administrándose en este caso para neutralizar los ácidos que se desarrollan en el estómago. Es el antidoto, por excelencia, de los envenenamientos por los ácidos. Como purgante se dá desde ζ ij á ζ β ; como antiacido desde iv á D j gr.; por último en los envenenamientos por los ácidos la dosis es de ζ i á iv en vehiculo apropiado, teniendo la precaucion de repetir la dosis un número suficiente de veces para neutralizar completamente la sustancia

tóxica. No debe prescribirse nunca más que la magnesia calcinada, es decir, bien descarbonatada.

Cloruro magnésico ($\text{MgCl} + 47,45$), *su preparacion y propiedades.* Puede obtenerse directamente; esto es, ó tratando la magnesia cáustica por el ácido hidroclórico, ó bien, y es lo mejor, descomponiendo el carbonato magnésico por el referido ácido, en cuyo caso se desprende gas carbónico produciéndose además agua y cloruro magnésico.



Evaporado el líquido, resulta el compuesto en cuestion bajo la forma de cristales hidratados ($\text{MgCl}, 5\text{ag}$): por la accion del calor se descompone en ácido hidroclórico, agua y magnesia ($\text{MgCl}, 5\text{HO} = 4\text{HO} + \text{HCl} + \text{MgO}$).

Puede obtenerse el cloruro magnésico anhidro, vertiendo su disolucion muy concentrada (cuando empiecen á desprenderse los vapores ácidos) sobre una losa muy seca y procurando guardarle aun caliente en frascos perfectamente desecados; ó bien evaporando hasta sequedad y calcinando despues, una disolucion constituida por la sal amoniaco y dicho cloruro: por este medio, resulta el cloruro magnésico en láminas blancas de aspecto micáceo. Se ha propuesto la descomposicion del cloruro magnésico en magnesia y ácido hidroclórico, mediante la accion del calor y la del agua, para utilizar industrialmente los elementos de aquella sal que, como sabemos, tanto abunda en las aguas de ciertos lagos y en los residuos de las salinas del mar.

Casi todas las aguas naturales, en particular las de pozo y noria, contienen cloruro magnésico: esta sal consta en 100 partes: de

25,50 = magnesio.

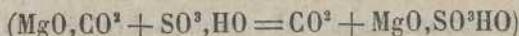
74,70 = cloro.

100,00.

Sulfato de magnesia, sal de la higuera, de Epsom, catártica, purgante, etc. ($\text{MgO}, \text{SO}^3 + 7\text{ag} = 125$); *su obtencion y propiedades.* Ya hemos visto, al hacernos cargo de la composicion del agua del mar, la notable cantidad de sulfato de magnesia que puede extraerse de ella: sin embargo, y á menos que, segun nuestras creencias, el progreso de la industria aumente el

empleo de esta sal, y sea preciso obtenerla en mayor escala, no hay necesidad de acudir á dicho depósito, casi inagotable, habiendo varios países en Europa, como Inglaterra, Austria y España, que poseen lagunas y manantiales capaces de suministrarla en gran cantidad. Limitándonos á nuestro territorio, podemos citar como puntos principales donde el sulfato de magnesia abunda mucho, el pueblo de Fuente la Higuera, en la provincia de Valencia, las lagunas de Quero, Tiriez, Bogarro y otras varias, hasta el número de 15, que en el radio de cinco leguas existen en la provincia de la Mancha: y por último, los manantiales de Vacia-Madrid, Loeches, Torres y otros no muy distantes de nuestra capital: respecto á los residuos salinos (compactos) abandonados en los meses calurosos en las lagunas de Quero y demás citadas, contienen, término medio y deducida el agua, hasta 90 por 100 de sulfato de magnesia y 10 por 100 de sal comun.

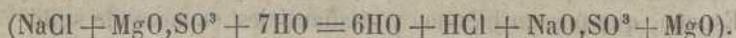
Por lo demás, el sulfato magnésico puede obtenerse aplicando al presente caso el método general, esto es, descomponiendo el carbonato por el ácido sulfúrico.



El sulfato de magnesia, es una sal incolora, de un sabor fresco, picante, algo salado y muy amargo al fin; produciendo estos tres efectos simultáneos, tal repugnancia en el paladar, que suele ocasionar el vómito, cuando es ingerida en cierta dosis: muy soluble en agua; á la temperatura de 14°, 100 partes de agua disuelven 52,72; á 97°, la misma cantidad de agua disuelve 72. El sulfato de magnesia cambia de forma cristalina y de grado de hidratacion segun la temperatura á que cristaliza: el del comercio, que cristaliza á la temperatura ordinaria, se presenta bajo el aspecto de pequeños prismas tetraedros regulares, y contiene 7 equivalentes de agua. El sulfato magnésico cristalizado es efflorescente como el de sosa: calentado á una temperatura elevada comienza por fundirse en su agua de cristalización, queda anhidro, y por último, se descompone parcialmente.

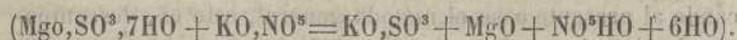
Calentando á la temperatura roja una mezela intima de dos partes de sulfato magnésico cristalizado, y una de cloruro sódico, se desprende ácido hidroc্লórico, y se forma sulfato

sódico y magnesia cáustica, que quedan como residuos de esta operacion :

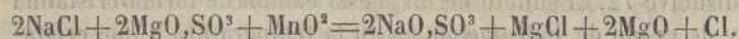


Esta reaccion se efectúa entre el equivalente del agua básica del sulfato (de los siete equivalentes, seis son de cristalización y uno de combinacion) y la sal comun: como modificantes del efecto químico comprendido en las leyes de Berthollet por via seca, debemos contar la mayor fusibilidad del sulfato de sosa ocasionado, respecto de la sal comun, y la volatilidad del ácido.

Si en vez de la sal comun, se hace reaccionar la misma cantidad respectiva del sulfato magnésico y de nitrato potásico ó sódico se obtiene ácido nítrico, magnesia y sulfato sódico ó potásico.



Por último, mezclando sal comun, sobreóxido de manganeso y sulfato de magnesia, y sometiendo la mezcla á una destilacion conveniente, dentro de una retorta de barro, se obtiene cloro, pero dotado de caracteres físicos diferentes del extraido normalmente, sobre todo en cuanto al color; pues mientras el ordinario es amarillo verdoso, este es incoloro. La reaccion es la siguiente:



Por manera que en todos los puntos donde el sulfato de magnesia sea abundante, no cabe duda en que puede emplearse con ventaja en reemplazo del ácido sulfúrico, para las necesidades de ciertas industrias, como la del sulfato de sosa, ácido nítrico, etc.

Respecto á la procedencia del sulfato de magnesia en la naturaleza, puede explicarse suponiendo que el carbonato de magnesia (*dolomias*) es descompuesto por el sulfato de cal; opinion que se justifica plenamente de una manera experimen-

tal. El sulfato de magnesia cristalizado contiene en 100 partes:

16,70	= magnesia.	(54,05)	sulfato
52,54	= ácido sulfúrico.	(65,95)	anhidro.
50,76	= agua.		
100,00			

Empleo terapéutico y dosis en la administracion del sulfato de magnesia. Se emplea como purgante en los mismos casos que el sulfato de sosa; se da en dosis de $\mathfrak{z}\text{ij}$ á $\mathfrak{z}\text{ij}$ bien sea solo ó bien con algun cocimiento adecuado.

Fosfatos de magnesia. El fosfato de magnesia, que se obtiene por doble descomposicion, y cuya fórmula es $(\text{MgO})^2\text{HO}$, $\text{PhO}^5 + 14 \text{ ag}$, no ofrece ningun interés, á no ser que se halle en los huescos de los animales y en las semillas de varias especies de gramíneas.

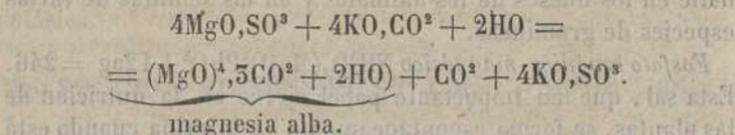
Fosfato amónico-magnésico $\text{NH}^4\text{O}, (\text{MgO})^2\text{PhO}^5 + 12\text{ag} = 246$. Esta sal, que tan importante papel ejerce en la nutricion de las plantas, se forma espontáneamente en la orina cuando está en putrefaccion, y es la base de muchos cálculos urinarios é intestinales; puede obtenerse, vertiendo en una disolucion de sulfato magnésico, clorhidrato de amoniaco, luego amoniaco y en seguida fosfato de sosa ordinario. De esta manera se forma un precipitado blanco y granugiento, constituido por un fosfato ordinario, en el que los dos tercios de la base están formados por la magnesia y el otro tercio por el amoniaco: esta sal es un poco soluble en el agua, más no lo es cuando contiene fosfatos y sulfatos; sometida á la accion del calor, pierde su agua y su amoniaco y deja un residuo de pirofosfato de magnesia que contiene 56 por 100 de esta base.

La presencia de esta sal en la orina humana, explica los buenos efectos de este liquido para el cultivo de los cereales.

El fosfato amónico-magnésico, consta en 100 partes de:

16,26	= magnesia.
6,94	= amoniaco.
29,15	= ácido fosfórico.
47,70	= agua.
100,00	

Carbonato de magnesia. Prescindiendo del carbonato de magnesia neutro, anhidro ó hidratado, que tan fácilmente puede obtenerse abandonando á sí misma una disolución del bicarbonato de magnesia, ó evaporándola bajo la influencia de una corriente de ácido carbónico, pasemos á estudiar lo relativo á la preparacion y propiedades de la *magnesia alba*, ó *hidrocarbonato especial de las oficinas de farmacia*, cuya fórmula es $(\text{MgO})^4, 5\text{CO}^2 + 2\text{ag}$: obtiéndose este compuesto, hirviendo una disolución de sulfato magnésico con un ligero exceso de carbonato de potasa; operando en frio, resulta tambien una sal básica $(\text{MgO})^5, 4\text{CO}^2 + 10\text{ag}$.; pero se pierde mucha magnesia al estado de bicarbonato, por cuya razon se prepara siempre por el calor dicho producto. Hé aqui la reaccion que esplica la obtencion de este compuesto.



Es frecuente ver este producto en el comercio bajo la forma de grandes ladrillos rectangulares, blancos y muy ligeros, y en fin, con sabor á tierra húmeda: sometidos á la calcinacion, pierden el agua y el ácido carbónico, y se disgregan constituyendo la *magnesia cáustica* (ó sea el óxido magnésico) de excelente calidad.

Empleo terapéutico. Suele usarse en medicina en las mismas circunstancias que la magnesia calcinada; sin embargo, debe preferirse esta, en el mayor número de los casos, á causa de que el carbonato produce un desprendimiento de ácido carbónico que fatiga al estómago; además en casos de envenenamiento por un ácido enérgico es peligroso por el mencionado desprendimiento de ácido carbónico, el cual dilatando subitamente el órgano alterado puede causar su ruptura ó asfixiar al enfermo el gas desprendido.

Carbonato doble de cal y de magnesia (ó dolomia) $\text{CaO}, \text{CO}^2 + \text{MgO}, \text{CO}^2 = 92$. Existen en la naturaleza cantidades notables de carbonato de cal y de magnesia, conocidas con el nombre de *dolomias*; siendo estas, segun digimos hace poco, el

verdadero origen de toda la magnesia de las tierras arables y de los manantiales, en virtud de la reaccion verificada entre ellas y el sulfato de cal, con la presencia del agua. Haidinger ha demostrado que calentando á $+ 200^{\circ}$ en un cañon de fusil herméticamente cerrado una mezcla, en proporciones atómicas, de sulfato de magnesia disuelto y de carbonato cálcico, se forma la dolomia y sulfato cálcico: este experimento induce á creer que la dolomia natural ha podido tambien originarse por la reaccion del carbonato de cal sobre el sulfato magnésico disuelto en el agua caliente y bajo la influencia de una fuerte presion. En frio se verifica un cambio inverso, esto es, el sulfato de cal descompone al carbonato de magnesia.

Caractères de las sales de magnesia. Independientemente del sabor más ó menos amargo, que, por regla general, poseen las sales magnésicas, todas precipitan la base por la potasa y la sosa como los óxidos metálicos de la 2.^a seccion que llevamos estudiados: el amoniaco forma tambien un precipitado blanco, ligero, correspondiente á la mitad de la base disuelta en el líquido, pues la otra porcion queda constituyendo una sal magnésica amónica. Cuando la sal magnésica tiene asociada á ella otra de amoniaco, como por ejemplo, el cloruro (sal amoniaco), entónces el álcali volátil no produce precipitado alguno: los carbonatos solubles, forman un precipitado blanco de hidrocarbonato magnésico; en iguales circunstancias los bicarbonatos nó alteran, la transparencia del líquido, pero por la ebullicion, este se enturbia produciéndose un depósito blanco y ligero de carbonato magnésico, acompañado de la efervescencia ocasionada por el desprendimiento del ácido carbónico. Finalmente, todas las sales magnésicas solubles, préviamente amoniacales, tratadas por el fosfato sódico, forman un precipitado cristalino y granugiento de fosfato amónico-magnésico.

Analogias entre las combinaciones líticas y magnésicas. Al hablar del litio indicamos que tanto por los caractères del metal, como por los de las sales líticas, debian agruparse más bien que al lado de la potasa y sosa como hasta aqui, al de la magnesia y sus compuestos; en efecto, hay entre ambas especies de sales las siguientes semejanzas:

1.^a Los cloruros de magnesio y litio sufren por la accion del calor una descomposicion parcial: los alcalinos son fijos.

2.^o Ambas disoluciones salinas no precipitan por el carbonato amónico, ó el amoniaco, en presencia de las sales amoniacales.

3.^o No existen ni alumbres ni bisulfatos líticos ni magnésicos, al paso que si los hay con los álcalis.

4.^o Los carbonatos alcalinos son indescomponibles por el calor: los de litina y magnesia, quedan reducidos á óxidos básicos por dicho agente.

5.^o Los bicarbonatos de litina y de magnesia son más solubles que los carbonatos simples; lo contrario se observa respecto de los alcalinos.

6.^o El fosfato de litina es insoluble como el sulfato de magnesia. En fin, hay tal similitud de propiedades entre ambas bases, que para separarlas, es preciso emplear los álcalis cáusticos, que solo precipitan la magnesia.

Aluminio (Al = 15,67).

Datos históricos acerca del descubrimiento del aluminio. Sometiendo en 1827 Wohler el cloruro de aluminio á la acción del potasio, obtuvo el metal que nos ocupa, bajo la forma de un polvo gris que por el bruñidor ofreció un lustre metálico semejante al del estaño. Cerca de 27 años despues, es decir, el 14 de agosto de 1854, Deville presentó á la Academia de ciencias de Paris, una barra de aluminio dotado de propiedades físicas tales, que hicieron concebir la esperanza de que podria servir para construir los objetos más usuales de la economía doméstica; y en efecto, en la Exposicion Universal francesa de 1855, vimos ya figurar en la rotonda de los artículos elaborados en las fábricas imperiales varios objetos de aluminio, como cubiertos, vasos, etc., contribuyendo no poco á este resultado la decidida proteccion que el descubrimiento de Deville mereció del jefe del Estado, favorablemente prevenido por la autorizada opinion del distinguido químico Dumas, quien con su ilustrada inteligencia vió en los primeros fragmentos del nuevo aluminio, el gérmen de una naciente industria para la Francia, que solo necesitaba el apoyo y los medios que generalmente necesita todo invento de utilidad práctica, para recorrer con rapidez los indispensables periodos de

desenvolvimiento desde el estado científico hasta el de objeto popular. Grande y elocuente enseñanza para los países ignorantes, cuyo criterio en semejantes casos es calcular por el precio de un átomo, en el primer momento solemne de un hecho trascendental para el porvenir; la índole del *negocio* en el presente; ni más ni menos que si se tratara de una especulación de arroz ó de garbanzos!

La poderosa protección á que antes hemos aludido, ha hecho que no solamente la naciente y nueva industria, se instale de un modo definitivo en Francia, lo cual no hubiera sucedido procediendo de otra manera, muy comun en ciertas naciones (en donde sin embargo hallan facil y entusiasta acogida los inventos más vulgares y hasta evidentes absurdos), sino que ha abreviado el tiempo necesario para llegar á la baratura de fabricacion indispensable á todo objeto destinado á ser de uso popular. Asi que, en 1854, un kilogramo de aluminio, costaba 3.000 francos (11.400 rs. vn.), mientras que en 1857, es decir, tres años despues, bajó el precio á 300 francos (1.140 rs.); y por último, hoy ha disminuido mucho más aun el valor de dicha sustancia.

Obtencion del aluminio por el procedimiento de Deville. Este método consiste en calentar al rojo blanco, en hornos apropiado, una mezcla formada por 200 gramos de cloruro doble de aluminio y de sódio, de 100 gramos de fluoruro de calcio, y en fin, de 40 gramos de sódio: terminada la operacion se tritura la masa y se lava por levigacion. El aluminio queda en forma de granalla; recogida ésta y fundida, se obtiene el metal en masa homogénea: el método industrial es muy semejante á éste. La reaccion que se verifica puede expresarse por la fórmula siguiente: $Al^3Cl^3, NaCl + 3Na = 4NaCl + 2Al$.

Propiedades físicas y químicas del aluminio. Es un metal blanco azulado, semejante al zinc; es maleable y ductil, casi tenaz y duro como la plata; conduce la electricidad ocho veces más que el hierro, en igualdad de espesor de los alambres; su punto de fusion es intermediario entre el zinc y la plata; no es volátil: su densidad = 2,56, es decir, casi igual á la de la porcelana y vidrio; circunstancia preciosa para el uso social, supuesto que, en igualdad de volumen, su resistencia es la misma que la de la plata. Ni el aire, ni el agua, ni en fin, el

vapor del hidrógeno sulfurado, ejercen acción alguna sobre el aluminio aun á la temperatura roja. El ácido nítrico débil ó concentrado, no tiene acción alguna en frío sobre el aluminio, y aun en caliente le ataca con suma dificultad; en cambio es rápidamente destruido por el ácido hidroclicórico, y por los álcalis, incluso el amoniacó; por último, una mezcla de sal común y vinagre ataca igualmente al aluminio. Este metal se aléa con casi todos los demás, constituyendo ligas de diversos caracteres: entre las aleaciones más notables, debemos citar la del bronce de aluminio (aleación de aluminio y cobre), que segun parece, es mucho más resistente que el bronce común y por lo tanto, más apropósito para la construcción de cañones.

Usos del aluminio. La nueva industria á que este metal ha dado origen, sobre todo en Francia, cuna y taller principal de ella, ha abierto, una nueva dirección al genio del químico, preocupado siempre en conseguir medios desconocidos de metamorfosear la materia inanimada.

En efecto, desde el momento en que los estados alotrópicos de los cuerpos nos demuestran, como en el aluminio, que á una modificación molecular dada, van seguidas preciosas cualidades físicas y químicas, que bajo el punto de vista de su utilidad social constituyen nuevas especies, nada más lógico que inquirir los medios prácticos y económicos de realizar semejantes modificaciones, toda vez que en ello ganan en riqueza los Estados y en gloria y utilidad los individuos que lo intentan.

Así que, ya en el día, y sin embargo del subido precio que para ciertos usos tiene el aluminio, sirve este metal, además de los objetos de bisutería á que se le destina, para sustituir ciertos artículos de cobre y acero, como instrumentos de física, de matemáticas, de cirugía etc. En suma si todavía están hoy día limitadas las aplicaciones del aluminio, todo hace pensar que tomarán grande estension el día en que pueda ser fabricado el metal con buenas condiciones de economía: es preciso no olvidar, que con 1 kilógramo de aluminio se elabora el mismo objeto para el que es necesario emplear 7^{kil.} 519 de oro, 4^{kil.} 081 de plata, 5^{kil.} 420 de cobre, 2^{kil.} 847 de estaño, y 2^{kil.} 679 de zinc.

Alúmina, ú óxido de aluminio. ($Al^2O^3 = 51,34$). El *Corindon hialino* es alúmina pura, y lo mismo ciertas piedras preciosas como el *rubi oriental* y el *zafiro*, con la única escepcion de que contienen óxidos metálicos, que son á los que deben el color que les caracteriza.

Obtencion de la alumina. Se obtiene generalmente precipitando una disolucion de alumbre (sulfato doble de alúmina y potasa), por un exceso de carbonato amónico: se forma un precipitado blanco y gelatinoso que debe lavarse con agua hirviendo y despues ser desecado y calcinado: preparada de esta manera la alúmina es anhidra, y su composicion está representada por la fórmula Al^2O^3 , en razon á ser considerada como isomorfa con los óxidos básicos de la fórmula general R^2O^3 . La alúmina puede cristalizar abandonando á si mismo el óxido aluminico precipitado de una disolucion amoniaca: la alúmina es muy poco soluble en el amoniaco, mientras que lo es mucho en la potasa ó sosa, carácter que diferencia esta base de todas las estudiadas hasta aqui.

La alúmina es indescomponible por el calor, pero se funde bajo la temperatura desarrollada por el soplete de la mezcla detonante; se ha utilizado esta cualidad para producir rubies artificiales y otras piedras preciosas. Eliminada la alúmina de una combinacion cualquiera, por via húmeda, es más ó menos hidratada, y no abandona el agua sino mediante una fuerte calcinacion; privada de ella, ya no puede ni combinarse con las bases potasa, ó sosa ni con los ácidos; pues debe recordarse que el óxido aluminico es indiferente, es decir, que puede indistintamente unirse á los ácidos ó á las bases; constituyendo en ambos casos, sales perfectamente definidas.

La alúmina hidratada es de suma importancia para la agricultura: pues bajo dicho estado es absorbida por las raices de las plantas.

La alúmina artificial se emplea como mordiente en el estampado de telas y para la fabricacion de lacas.

Alúmina alotrópica. Sometiendo Walter Crum á la temperatura de 100° , en vasijas cerradas y durante 24 horas, una disolucion acuosa de biacetato de alúmina, ha obtenido la descomposicion completa de la sal, desprendiéndose el ácido acético y quedando disuelta la alúmina alotrópica, en la propor-

cion de $\frac{1}{400}$. Esta modificacion particular del óxido de aluminio, que quizá corresponda á la que es capaz de ofrecer el metal, no posee propiedades básicas, y su disolucion es coagulada al más ligero indicio de ácido sulfúrico: el coágulo se disuelve en los álcalis hirviendo y se convierte en alúmina normal; en fin, su propiedad más notable es que no puede desempeñar el *papel de mordiente*. Por otra parte, Mr. Pean de Saint-Gilles ha obtenido una alúmina insoluble en los álcalis y en los ácidos, como la calcinada, con solo hervir por espacio de 24 horas la alúmina gelatinosa; por manera que hay dos clases de alúmina: 1.º la normal hidratada soluble en los ácidos y en los álcalis, pero que por la ebullicion ó calcinacion, pierde estas cualidades; y 2.º la alúmina bihidratada soluble en 400 veces su peso de agua, é insoluble en los ácidos y en los álcalis.

Cloruro de aluminio ($\text{Al}^3\text{Cl}^3 = 145,66$). *Su obtencion y propiedades.* Prepárase este cloruro, haciendo pasar una corriente de cloro seco á través de una mezcla homogénea de 100 partes de alúmina, procedente de la calcinacion del alumbre amoniacal, y 40 partes de carbon: escusado es advertir que dicha mezcla se halla sometida á una elevada temperatura. El cloruro de aluminio se presenta bajo la forma de láminas cristalinas, incoloras y algo transparentes: segun Wohler, puede cristalizar en prismas exagonales. Es muy fusible y se volatiliza á una temperatura poco superior á 100º; deliquescente, y por lo tanto muy soluble en agua, elevando mucho la temperatura cuando se disuelve en ella, y en fin, esparce humos espesos y sofocantes expuesto al aire húmedo: el cloruro de aluminio, sirve para obtener el metal por el método anteriormente descrito.

Fluoruro de aluminio ($\text{Al}^3\text{Fl}^3 = 84,83$). Se obtiene haciendo pasar una corriente de ácido fluorhidrico é hidrógeno, á través de la alúmina enrojecida y mezclada con carbon (hulla): cristaliza en hermosos cubos muy voluminosos: el fluoruro de aluminio no se volatiliza sino á la temperatura rojo-blanca; es insoluble en el agua é inatacable por todos los ácidos, incluso el sulfúrico hirviendo; solo es soluble al contacto del carbonato de sosa fundido.

Actualmente se emplea el fluoruro de aluminio para obte-

ner varias piedras preciosas, como el rubí, zafiro, corindón, etc.

Alumbres.

Podemos definir los alumbres, diciendo que son sales dobles constituidas por dos sulfatos de los que uno hace veces de base, correspondiente á la fórmula general RO, SO^3 y otro hace veces de ácido representando los sulfatos de sesquióxido, indicados por la fórmula general $R^2O^3, 3SO^3$; por manera que dichos compuestos podremos expresarlos de esta manera $(RO, SO^3 + R^2O^3, 3SO^3 + ag.)$.

Además, sucede en los alumbres, que pueden ser sustituidas ambas bases por otras de igual composición; es decir, las de la fórmula RO , por sus semejantes, así como igualmente las relativas á los sesquióxidos R^2O^3 .

Alumbre tipo, ó sea el sulfato doble de potasa y de alúmina $(KO, SO^3, Al^2O^3, 3SO^3 + 24ag. = 474,48)$.

Preparación del alumbre. En algunas localidades de España (Almazarrón), de Hungría y de Italia, existe un mineral conocido con el nombre de *alumita*, de donde se extrae el alumbre, en razón á estar constituida dicha sustancia de:

- 4 eq. = sulfato potásico.
- 4 eq. = sulfato de alúmina.
- 4 eq. = alúmina hidratada.

La operación está reducida á calcinar el mineral y á tratar el producto por el agua: queda un residuo rojo (óxido férrico aluminoso), conocido con el nombre de *almazarrón*.

En los países en donde no existe este mineral ó el alumbre enteramente formado, como por ejemplo, en Pouzzole, cerca de Nápoles y en algunos puntos de España, fabrican el alumbre, tan necesario hoy para la industria, combinando una sal de potasa (sulfato ó cloruro) con el sulfato de alúmina, obtenido, bien sea por la acción del ácido sulfúrico sobre las arcillas (silice, alúmina y óxido de hierro), ó bien calcinando una mezcla de esquistos aluminosos (sustancias minerales arcillosas) con piritas de hierro: de esta manera resulta también el sulfato aluminico formado á espensas de la alúmina del

esquisto y del azufre de la pirita, transformado en ácido sulfúrico á favor del oxígeno del aire y la temperatura elevada. Según cierta teoría, en esta reacción se forman dos sulfatos, uno de alúmina y otro ferroso, siendo descompuesto este en definitiva, por aquel, durante la marcha de la operación.

Preparado de esta manera el alumbre, se presenta cristalizado en octaedros transparentes; mientras obtenido de la alunita es cúbico: la diferencia que entre ambos alumbres se observa, consiste en que este último contiene un poco de subsulfato de alúmina (sulfato básico.) Puede transformarse el alumbre cúbico, en el octaédrico, calentando su disolución á 50°, y dejándola enfriar, por cuyo medio se deposita una corta cantidad del sulfato básico de alúmina; separado este depósito, se concentra el líquido, resultando ya por cristalización los octaedros del alumbre ordinario; y viceversa, cuando se quiera cambiar el alumbre octaédrico, en cúbico, no hay más que añadir una corta porción de carbonato potásico á la disolución de alumbre comun saturada á 45°.

Propiedades y usos del alumbre. Esta sal posee al pronto un sabor azucarado, luego estíptico y por último, amargo; es soluble en 18,4 partes de agua fria y en 0,75 de agua hirviendo: el alumbre sobresaturado de agua de hidratación y expuesto á la acción del calor, sufre la fusión acuosa y queda convertido en el producto denominado *alumbre de roca*: pero si la temperatura es mayor, se cambia en *alumbre calcinado*. Finalmente, expuesto á un calor muy elevado, la alúmina reacciona sobre el sulfato alcalino, desaloja el ácido y forma aluminato de potasa.

El alumbre contiene en 100 partes:

18,36	= sulfato de potasa.
56,14	= sulfato de alúmina.
<u>45,53</u>	= agua.
100,00	

Las principales aplicaciones del alumbre son, para la tintorería, y para la impresión de tejidos; se usa igualmente en la proporción de $\frac{1}{2}$ á $\frac{1}{4}$, para la clarificación de las limonadas; añadido al agua del mar evita en parte la alteración de

las sustancias orgánicas que esta contiene, y el olor desagradable que se desarrolla cuando se destila. También se utiliza el alumbre para la clarificación de los sebos, el endurecimiento del yeso.

Accion del alumbre en la economia animal. El alumbre calcinado es una sustancia corrosiva para las mucosas. A la dosis de dos onzas puede determinar la muerte de los perros cuyo exófago no se haya ligado. Creemos, pues, que dicha sustancia obrará enérgicamente en el hombre cuyo estómago es más irritable que el de los perros. Puesto en contacto con un tegido que contenga muchos vasos sanguíneos la turgescencia y coloracion se disminuye rápidamente, se retira la sangre y dicho tegido aparece como marchitado; pero si el alumbre que se ha puesto en contacto se halla en exceso, ó si su empleo se ha reiterado frecuentemente, sobrevienen muy pronto los fenómenos característicos de una verdadera inflamacion. El alumbre cristalizado ha ocasionado frecuentemente una sensacion dolorosa en el estomago, y en dosis escesivas ha dado lugar á cólicos, náuseas, vómitos y deyecciones alvinas; pero no se ha llegado nunca á observar envenenamiento alguno.

Antidoto y tratamiento. Es necesario excitar el vómito para expulsar lo más pronto posible la materia tóxica; para esto deberá emplearse el agua tibia. También podría neutralizarse el veneno administrando al enfermo agua de jabon, y combatiendo despues la flegmasia gastro-intestinal por medio de los antiflogísticos.

Accion terapéutica y dosis. El empleo de este medicamento se remonta á los primeros tiempos de la medicina: es un astringente muy enérgico. Se le recomienda en las hemorragias internas que sobrevienen despues del parto, en inyecciones; los flujos hemorroidales inmoderados se tratan por medio de lociones aluminosas.

Se da en gargarismos para las hemorragias de la laringe y de las encias. Háñse obtenido siempre muy buenos efectos, administrándole en las oftalmias y en las inflamaciones superficiales de la mucosa de la boca; en este caso obra como repercusivo. Se ha recetado con igual éxito para combatir varias flegmasias agudas. Administrado interiormente es absorbido y obra como astringente en algunas hemorragias, flujos, muco-

sas, etc. Ha alcanzado buen éxito para combatir el cólico saturnino ó sea el de los pintores; se da de 10 á 20 granos varias veces al día. Interiormente se administra á la dosis de ζ ij. En cuanto al uso esterno se emplea ordinariamente en disoluciones saturadas en frio; para los colirios se comienza por dosis débiles y progresivas en razon á los dolores que ocasiona y los cambios que de ordinario ofrece la enfermedad. El alumbre calcinado es muy poco usado á no ser que sea para producir efectos astringentes muy enérgicos.

Caractéres de las sales de alumina. Se reconocen fácilmente las disoluciones salinas de alumina por el gusto especial estiptico y astringente que poseen, por su reaccion constantemente ácida y por el precipitado que originan de alumbre en las disoluciones potásicas; además, tratadas con la potasa ó sosa, forman un precipitado de alumina soluble en un exceso de estos álcalis, ó en los ácidos: el amoniaco precipita igualmente esta base, pero no goza de la facultad de redissolver el precipitado como los álcalis citados. Los carbonatos alcalinos producen un precipitado de alumina gelatinosa, acompañado de un desprendimiento de ácido carbónico: herbido durante mucho tiempo en agua, ó bien calcinando el precipitado gelatinoso obtenido por la accion de los álcalis sobre las sales aluminicas, pierde la facultad de ser redissuelto por ellos y de disolverse con la facilidad que lo efectúa la alumina normal en los ácidos concentrados; el sulfidrato amónico produce en las sales aluminicas un precipitado blanco gelatinoso, con desprendimiento de hidrógeno sulfurado, fenómeno que no produce el agua saturada de gas sulfídrico. Por último, calcinada una corta porcion de sal aluminica con el nitrato de cobalto, se produce un color azul magnifico (azul Thénard).

Arcillas.

Todas las especies que constituyen la numerosa familia de los *feldspatos*, son silicatos dobles, en los que una de las bases es siempre la alumina, mientras que la otra es alcalina, ó alcalinotérrica: por manera que, en rigor, podemos definir los *feldspatos* diciendo que son alumbres en los que los dos sulfatos se hallan sustituidos por silicatos correspondientes á di-

chas sales. El carácter más sobresaliente de estos compuestos es el sufrir bajo la influencia de los agentes meteorológicos (el aire, la humedad y el ácido carbónico) una especie de fermentación, de la cual resulta el fraccionamiento de las rocas, repartiéndose las bases el ácido silícico con arreglo á determinadas leyes.

Las arcillas representan un período avanzado de la descomposición de los feldespatos, en el que el silicato de alumina (de estos elementos de las rocas), ha sido eliminado de la sal doble primitiva.

La arcilla más pura, es la conocida con el nombre de *kaolin* ó *tierra de porcelana*, cuyo origen, en virtud de la reacción dicha, puede esplicarse de la manera siguiente: la composición del kaolin está representada por $\text{Al}^2\text{O}^3, \text{SiO}^3 + 2\text{ag}$; pues bien, si por el pensamiento eliminamos de un feldespato cualquiera (por ejemplo, la *orthosa*), los elementos del kaolin, quedará como residuo un silicato de potasa.



Esta relación entre los feldespatos y el kaolin resulta, no solamente de la comparación de las fórmulas, sino también de los hechos observados: en efecto, casi siempre se hallan los kaolines al lado de los feldespatos, y hay gran número de minerales en donde puede seguirse paso á paso los períodos de alteración mencionada.

Propiedades y clasificación de las arcillas. Las arcillas desleídas en agua, producen una pasta más ó menos plástica según su composición y el grado de pureza que poseen; sometida esta pasta á la desecación, se endurece y no abandona toda su agua sino á una alta temperatura. Todas las arcillas son hidratadas, siendo preciso someterlas á una temperatura de 100° y algunas veces el calor rojo para que queden anhidras; casi todas las arcillas contienen óxido de hierro y algunas veces cal; y por último, disminuyen de volumen por la acción del calor, en cuya propiedad está fundado el *pirómetro de Wedgwood*, descrito en todos los tratados de Física: las arcillas son atacadas por los ácidos enérgicos y las disoluciones

alcalinas; aquellos se llevan la alúmina y estos la sílice, obteniendo un resultado más pronto y completo, cuando han sido previamente calcinadas.

Se denominan *arcillas plásticas*, las que son untuosas al tacto y forman con el agua una masa muy aglutinante y que se endurece mucho por la acción del calor: llámanse *arcillas gredosas*, aquellas que aun cuando untuosas, como las primeras, forman con el agua una pasta fluida, poco ductil y fusible á la temperatura de los hornos de porcelana (se emplean para desgrasar la lana en los batanes).

Las *margas* son arcillas intimamente asociadas al carbonato de cal, y capaces de disgregarse bajo la acción del agua: en fin, los *ocres* son arcillas siliciosas coloreados en rojo por el óxido férrico anhidro, ó en amarillo por el óxido férrico hidratado.

Clasificación de las calizas calcinadas y sus caracteres. Ya recordaremos, que al hablar de la fabricación de la cal, digamos que según fuese la naturaleza de la caliza calcinada, así el óxido cálcico resultante tendría la propiedad de endurecerse al contacto del agua (fraguar), ó bien hidratarse y disgregarse, originando la serie de fenómenos ya descritos; pues bien, réstanos repetir que se dá el nombre de *cal grasa* á la que fragua en el agua y se contrae; y llámanse por el contrario, cales *magras* á las que en igualdad de circunstancias se dilatan lentamente, apenas se calientan y crecen poco de volumen. La caliza que produce la primera especie de cal, es casi pura, mientras que la de la segunda contiene magnesia, óxido de hierro y arena cuarzosa.

Existe otra especie de cal impura, dotada de la rara cualidad de endurecerse debajo del agua, por cuya razón recibe el nombre de *cal hidráulica*: este carácter, de que tanto partido se saca para las construcciones sub-acuáticas, es debido á la cantidad de arcilla que contenga la caliza de donde proceda. En resumen, las cales se clasifican en *aéreas* (es decir, propias para las construcciones al aire libre), y en *hidráulicas* (convenientes para las construcciones sub-acuáticas): á su vez estas últimas cales, se subdividen en medianamente hidráulicas, hidráulicas y en extremo hidráulicas. Las primeras contienen de 8 á 15 por 100 de arcilla, las segundas, de 15 á

20 por 100; y las últimas, de 25 á 50 por 100. Se dá el nombre de cemento romano, á la caliza que contiene hasta 50 ó 40 por 100 de arcilla, y produce por la calcinacion una cal capaz de adquirir una grande dureza por la inmersión, durante corto tiempo en el agua.

Jamás se emplea sola la cal para las construcciones; casi siempre se agregan á ella, ó sustancias inertes como arena, ó bien sustancias que pueden reaccionar con ella, como las arcillas calcinadas. Llámense *morteros* á esta clase de mezclas, y segun su empleo, en virtud naturalmente de sus propiedades respectivas, así reciben el nombre de *morteros hidráulicos*, ó *aéreos*.

Teoria de los morteros; cuando se coloca entre dos ladrillos, por ejemplo, una capa delgada de mortero (mezcla de cal y arena), una parte del agua es absorbida, la cal adquiere consistencia y adhiere á las dos superficies con quienes se halla en contacto; acto continuo interviene el ácido carbónico de la atmósfera, y contribuye á aumentar la solidificación del mortero, en razon á que ataca la parte caliza colocada al alcance de su accion y la convierte en carbonato de cal, el cual forma como un barniz cristalino que resguarda la masa caliza inmediata, hasta que por la accion del tiempo llega á carbonatarse en toda la superficie que ofrece el interior de los materiales que baña.

Teoria de la cal hidráulica. Cuando en vez de arena, se mezcla á la cal grasa cierta cantidad de ladrillo en polvo, arcilla calcinada, etc., se obtiene un mortero que se endurece debajo del agua tanto ó más que el aéreo, constituido por la mezcla de cal y arena: aquí sucede que entre la cal y la arcilla hay una reaccion particular, de la que resulta un silicato de cal mezclado con silicato de alúmina y un poco de silicato de magnesia y de potasa. En resúmen; los morteros hidráulicos se distinguen de los aéreos, en que los primeros contienen la cal en estado insoluble, mientras que, por el contrario, es soluble en los segundos.

Las calizas muy arcillosas se convierten por la calcinacion en cales hidráulicas.

Fabricacion artificial de los materiales hidráulicos. El fundamento de esta industria, á la que tanto han contribuido los

importantes estudios de Mr. Vicat, descansan esencialmente en la calcinacion de una mezcla constituida por el carbonato de cal y arcilla, en diferentes proporciones.

El siguiente cuadro indica las varias especies de productos que pueden obtenerse, segun las cantidades respectivas de los factores que constituyen dicha mezcla.

	GALES HIDRÁULICAS.				CIMENTOS.			PUZOLANAS.	
	Medio hidráulica.	Algo más hidráulica.	Muy hidráulica.	Cimento.	Buena.	Mejor.	Esco-lente.	Bueno.	Superior.
Carbonato de cal.....	100,00	100,00	100,00	160,00	100,00	100,00	100,00	400,00	400,00
Arcilla.....	12,5	20,00	25,00	30,00	37,00	56,25	156,50	325,00	49,000
PRODUCTOS.									
Cal pura....	100	100	100	100	100	100	100	100	100
Arcilla.....	22	36	44	53	65	100	273	900	10,00

Estudios químicos, elementales, acerca de la fabricacion de la loza, porcelana y cristal.

Podemos dividir las arcillas, para la inteligencia de los principios generales que vamos á establecer, en dos grandes grupos, á saber: en *arcillas fusibles* y en *arcillas infusibles*: las primeras, capaces de ablandarse por la accion de elevadas temperaturas, sirven para preparar todos los objetos de alfarería y de loza ordinaria; y las segundas, inalterables á muy altas temperaturas, son las que sirven para la fabricacion de la porcelana y loza fina.

Toda pasta cerámica, debe estar esencialmente constituida de un elemento *plástico* y de otro *antiplástico magro ó disgregante*; por esta razon no podria servir para la fabricacion de dichos objetos una arcilla químicamente pura, porque aun cuando formase una pasta aglutinante, en contacto del agua, quedaria luego inútil en el acto de la coccion, por el encogimiento natural de la masa; cuyo inconveniente se evita añadiendo á la arcilla alguna sustancia que no fragüe con el agua.

y por lo tanto no se contraiga por la coccion; tal sile asociando á semejante arcilla cuarzo, arena, creta ó fespato.

Las lozas y porcelanas son porosas ó semi-vitriflas, segun la proporcion de sus elementos y la temperata de la coccion: los barnices tienen por objeto hacer impneables las unas y pulimentar la superficie de las otras.

Existiendo en cierto modo la misma relacion en la loza y la porcelana que entre el vidrio y el cristal, nos oñaremos con preferencia de esta última, por ofrecer más inés bajo el punto de vista artistico y social.

Porcelana.

La invencion de la porcelana en Europa va ua á una anécdota bastante singular: á principios del siglo XII, cruzaba un herrero á caballo por las cercanias d'Auñajonia), y observó que los cascos de su caballo se sumerj en una tierra blanca y mate, de tal modo, que apenas podandar el animal; visto lo cual por el ginete, echó pié á tierpara facilitar la marcha de su cabalgadura, y al propio tipo recogió cierta porcion de dicha sustancia, la puso cuidosamente á la grupa y siguió su camino. A los pocos dias ma recoger más porcion de la referida tierra, decidido á emplea en sustitucion de la harina para empolver las pelucas usaden aquella época, lo que en efecto llevó á cabo.

Por este mismo tiempo se dedicaba el quimi Bottger, bajo la iniciativa y proteccion del Elector de Sajoná buscar por todo el país la piedra de porcelana, sin que sconstantes esfuerzos hubieran dado resultado alguno: un Bottger, que ignoraba la innovacion en el blanqueo de las pcas, preguntó al criado en qué consistia que la suya pesa más que de ordinario, y habiendo satisfecho el sirviente suriosidad, se le ocurrió ensayar las cualidades plásticas de indicada sustancia, y halló, lleno de admiracion, que erl kaolin, con lo que logró por este incidente casual el resulo que en vano buscó por otro camino. Poco tiempo despue comenzó á circular por toda Europa la famosa porcelana ñna, que

tan grande celebridad llegó á alcanzar por la belleza de los objetos fabricados.

Sesenta años más tarde, la esposa de un pobre cirujano francés llamado Arnet, descubrió en las cercanías de Limoges una tierra untuosa que ella creyó podía servir para lavar la ropa: á los dos meses de esto (en 1769), Macquer presentaba á la Academia de ciencias de París, objetos de porcelana fabricados en Sevres con la arcilla kaolinica de Limoges.

Por último, nosotros hemos tenido en el Real Retiro una fabrica de China (porcelana), que nada tenia que envidiar á las mejores de Europa, inclusa la de Sevres.

La filantrópica Inglaterra se encargó, segun parece, de destruirla así como tambien otros muchos elementos industriales que por la misma época habia en España; acto vandálico que sin duda llevarian á cabo movidos por su idea liberal dominante de ejercer su comercio sin trabas para sí, y sobre todo respecto de las demás naciones; para lo cual nada más sencillo, en su juicio, que destruir con un golpe de mano todo lo que sea mejor y más barato que lo suyo, y se fabrique en otros países, ó bien hacer que tomen á tiros en otros poco civilizados, los objetos que á ellos les sobren.

Posteriormente se elaboró, por cuenta del Real Patrimonio, una loza bastante buena en la posesion de la Moncloa; pero ya hace años que cesó dicha fabricacion; en cambio, se han establecido otras por casas extranjeras (como la de Pikman en Sevilla) y por compatriotas nuestros, en donde se utiliza el escelente Kaolin del cabo de Gata y de las costas de Galicia.

Con el objeto de terminar este asunto, diremos cuatro palabras acerca de la composicion y hechos científicos de la fabricacion de ciertas porcelanas, como por ejemplo, la de Sevres, en Francia.

Composicion de la porcelana dura de Sevres. La porcelana dura de Sevres es parecida á la que los chinos fabrican desde 180 años antes de la era cristiana, con dos clases de tierra llamadas en el país *petunzé* (feldespato) y *kaolin* (arcilla feldespática), únicas sustancias que, segun los misioneros, emplean los chinos para la fabricacion de dicho articulo.

Hé aquí por lo demás, las cantidades y composicion de las

primeras materias que sirven para la elaboración de la porcelana de Sevres.

PESO.	NOMBRES DE LAS SUSTANCIAS EMPLEADAS.	CUERPOS QUE CONTIENEN.			
		SILICE.	ALUMINA.	CAL Y MAGNESIA.	POTASA Y SOSA.
64 kilóg.	Arcilla de kaolin arcilloso.	35,52	26,20	0,70	1,28
12 —	Arena de kaolin cuarzoso.	12,30	2,13	0,15	0,75
18 —	— arcilloso.	10,02	6,47	0,72	0,97
0,10	Arena d'Aumont.	0,16	"	"	"
2,90	Cal (= 5,22 creta).	"	"	2,93	"
100,00		58,00	34,50	4,50	3,00

Composicion constante de la pasta.

El kaolin arcilloso es la parte más dividida del kaolin casi puro: el kaolin cuarzoso es la misma arcilla, pero naturalmente mezclada con fragmentos de feldespato cuarzoso; finalmente, la arena de kaolin, es la parte más densa (casi formada de feldespato y cuarzo), separada mediante la lexivación.

Breves ideas acerca de la fabricación de la porcelana. Podemos compendiarlas en los hechos siguientes:

- 1.º Trituración y clasificación de las primeras sustancias.
- 2.º Mezcla é hidratación de las mismas.
- 3.º Pastificación de los materiales cerámicos, pero después de haber sido abandonados en agua durante cierto tiempo (hay fábricas que las dejan en tal estado cerca de un año).
- 4.º Modelación propiamente dicha (mediante tornos, platabras, etc.) de la pasta cerámica.
- 5.º Desecación previa, á una temperatura suave, de la pasta modelada.
- 6.º Semi-cocción de los objetos, colocados en cajas de tierra refractaria, y estas situadas en la parte superior de hornos apropiados, y cuya temperatura es lo que exige el efecto buscado en esta operación.

7.º Esmaltado de la pasta mediante la cubierta ó masa fusible y vitrificable (feldespato, minio ú óxido de plomo, cuarzo, borax, cristal). La materia que sirve para esmaltar la porcelana es el verdadero *petunzé* de los chinos, al que designan los mineralogistas con el nombre de *pegmatita*.

3.º Segunda y última coccion de la porcelana: cuando es decorada, se hacen los dibujos, países, etc., sobre el bañado ligeramente seco, y despues sufren la coccion.

Composicion de la porcelana ligera (tierna ó blanda) inglesa.

PASTA.		ESMALTE.	
Kaolin arcilloso lavado.	41	Feldespató.	42,8
Arcilla plástica.	49	Mimio (óx. de plomo).	10,0
Cuarzo.	21	Cuarzo.	8,0
Huesos calentados (fosfato de cal).	49	Borax no calcinado.	18,7
		Cristal.	20,5
	<u>100</u>		<u>100,0</u>

En cuanto á la fabricacion de los objetos de tierra refractaria; como ladrillos, botijos y alcarrazas, pucheros, hornillos, etc., están constituidos por una pasta de marna arcillosa *desgrasada*, bien sea con arena ó con cemento: cuando tienen barniz, es casi siempre plumbífero; práctica defectuosa que debiera desecharse y ser substituida con otra clase de esmalte, como por ejemplo el vidrio; por cuyo medio se evitarian los gravísimos accidentes que por desgracia pueden ocurrir en la economía doméstica, con los pucheros ó cazuelas de bañado plumbífero, en el condimento de las sustancias alimenticias ácidas, sulfurosas, etc.

Dichas pastas se elaboran á mano, ó por medio de moldes groseros; y en cuanto á la temperatura de su coccion, la reciben, mediante hornos de construcción ordinaria. Por último, en algunos países en que, como el nuestro, el calor del sol es tan bueno y tan barato, se utiliza grandemente para desecar las pastas en cuestion, sobre todo en los ladrillos denominados de adobe (mezcla de estiércol, tierra gredosa, etc).

Generalidades acerca del vidrio y cristal.

El vidrio está constituido por silicatos alcalinos y térreos la variedad denominada *cristal*, contiene además silicato de plomo; en fin, ciertos vidrios ordinarios poseen óxido de hierro y de alúmina.

El vidrio es transparente y frágil; su fractura presenta un lustre particular conocido con el nombre de lustre vitreo y fractura vítrea; su densidad varía con la composición: en los vidrios más densos dominan los silicatos metálicos, así como en los más ligeros predominan los alcalinos y térreos; finalmente, sometido el vidrio á elevadas temperaturas, se ablanda y funde. Calentado hasta la fusión y bruscamente enfriado, el vidrio se vuelve frágil y muy quebradizo (lágrimas batávicas). El aire seco actúa con mucha lentitud, es verdad, pero de una manera sensible sobre el vidrio (Malaguti); en cambio el aire húmedo, tiende á desdoblar los silicatos del vidrio en silicatos alcalinos solubles y en térreos insolubles: el agua, sobre todo caliente, altera en muy corto tiempo la naturaleza de los vidrios.

Todos los ácidos (excepto el hidrófluórico) tienden á descomponer el vidrio quitándole las bases que contiene: el vidrio de botellas, cuando es muy aluminoso, presenta un ejemplo notable de esta acción, supuesto que bastan las sales ácidas del vino, para alterar su composición, cambiando su aspecto físico.

La composición del vidrio ofrece con frecuencia relaciones simples entre la base y el ácido; así que se ha hallado, por ejemplo, en los cristales de espejo, que la relación del oxígeno del ácido es al de la base :: 6 : 1; en el vidrio de Bohemia :: 4 : 1; en el de botellas :: 2 : 1; y en fin :: 1 : 1.

COMPOSICION DE VARIAS CLASES DE VIDRIO.

	Vidrio de Bohemia.	Crown-glass.	Vidrio de espejos.	Vidriado de balcones y ventanas.	Vidrio de botellas.	Cristal.	Flintglass.	Strass.	Esmalte.
Silice.	76	62,8	76	69,65	45,6	61	42,5	38,2	31,60
Potasa.	15	22,4	"	"	6,1	6	11,7	7,8	8,30
Sosa.	"	"	17,30	15,22	"	"	"	"	"
Cal.	8	12,5	3,75	13,31	28,1	"	0,5	"	"
Alúmina.	1	2	2,75	1,82	14	"	4,8	1,0	"
Oxido de hierro.	"	"	"	"	6,2	"	"	"	"
Id. de manganeso.	"	0,6	"	"	"	"	"	"	"
Id. de plomo.	"	"	"	"	"	33	43,5	53,0	50,30
Id. de estaño.	"	"	"	"	"	"	"	"	9,80
	100	100,0	100,00	100,00	100,0	100	100,0	100,0	100,00

Composicion de varias clases de vidrio.

De todas las especies de vidrio, el más notable por su transparencia, dureza, débil densidad, é infusibilidad, es el de Bohemia; poseyendo este último carácter en tal grado, que puede fundirse una varilla de cualquiera clase de vidrio, dentro de un tubo del de Bohemia.

Las primeras materias que sirven para esta clase de vidrio, son:

Cuarzo.	100
Potasa.	50 á 60
Cal.	15 á 20
Acido arsenioso.	$\frac{1}{4}$ á $\frac{1}{2}$
Nitro.	0 á 1

El ácido arsenioso y nitro, sirven para quemar ú oxidar con el elemento comburente (oxígeno), las sustancias que pudieran dar color al vidrio (humo, óxido de hierro, etc.).

Vidrio de botellas.

Arena ferruginosa.	40
Sosa de varech.	60
Cenizas nuevas.	40
Id. lavadas.	180
Arcillas ferruginosas.	100
Restos de botella.	150

Se confecciona esta clase de vidrio, fundiendo en hornos apropiado la mezcla indicada y moldeando luego la masa líquida resultante, por medios mecánicos, que están completamente fuera de nuestro objeto (véanse las obras de Brongniart y las lecciones de Cerámica de Salvétat). Únicamente diremos que tanto la fabricacion del vidrio como la del cristal, comprende los procedimientos siguientes:

- 1.º Fusion de la mezcla constitutiva del vidrio.
- 2.º Modelacion del vidrio fundido.

5.º Coccion de los objetos elaborados.

Decoracion del vidrio. Fundiendo el vidrio con un óxido metálico colorantê, se obtiene una masa vítrea con un matiz que varia segun la naturaleza especial del óxido.

He aqui, como ejemplo, varias especies de vidrios coloreados.

Vidrio verde (= por el óxido de cromo Cr^2O^3 , ó bien por el de cobre CuO).

— azul (= por el óxido de cobalto, CoO).

— violeta (= por el sesquióxido de manganeso, Mn^2O^3).

— rojo (= por la púrpura de Casius, que es un compuesto de oro, estaño y oxígeno).

— amarillo (= por el sesquióxido de hierro, Fe^2O^3 .)

Fenómenos químicos, que tienen lugar en la formacion del vidrio. Terminaremos este asunto dando á conocer, de la manera elemental que nos incumbe; las principales reacciones que tienen lugar en los crisoles de los hornos, entre las sustancias productoras del vidrio y del cristal.

Quando las materias constituyentes del cristal son la sílice y carbonatos alcalinos y térreos, sucede que la primera se combina con las bases de los segundos, y elimina el ácido carbónico: si el minio (óxido de plomo) existe ó forma parte de estas sustancias, pasa al estado de litargirio (protóxido de plomo), produciéndose silicato de plomo, mientras que el ácido carbónico y el oxígeno se desprenden.

Quando el sulfato de sosa interviene como primera materia, se produce ácido sulfúrico, sulfuroso, y en fin, óxido de carbono debido al oxígeno de aquel, y al carbon que se agrega á la mezcla: hay casos en que los álcalis reaccionan sobre la arcilla de los crisoles, originándose aluminatos de potasa ó de sosa. Los cloruros y sulfatos se separan del vidrio fundido bajo la forma de espuma: en resúmen, los gases desprendidos de los crisoles, son, relativamente al vidrio, el ácido carbónico mezclado alguna vez con ácido sulfuroso y óxido de carbono, y respecto del cristal, una mezcla de ácido carbónico y oxígeno: los cloruros y sulfatos se separan; el manganeso se reduce en parte y su oxígeno peroxida al hierro, siendo el resultado definitivo la formacion de silicatos alcalino-metálicos (*vidrio*) ó alcalino-térreos (*cristal*).

Análisis del vidrio ó cristal. Para esto, se ejecutan las operaciones siguientes:

1.º Pulverizacion de la sustancia (debe hacerse con cuidado porque el vidrio molido es muy peligroso).

2.º Tamizacion, por locion de la misma.

3.º Calcinacion durante cuatro horas, en crisol de platino dentro de uno de barro, y á una alta temperatura de una mezcla constituida por 1 parte de vidrio ó cristal, y 12 de carbonato bárico (obtenido por doble descomposicion) perfectamente seco.

4.º Fria y pulverizada la mezcla, se añade ácido nítrico puro; (queda eliminada la sílice, que se filtra, calcina, pesa, etc).

5.º Filtrado el líquido, se somete á una corriente de gas sulfídrico, y finalmente, á la accion de los reactivos propios para darnos á conocer la presencia de la potasa, sosa, cal etc.

RESUMEN.

1. El magnesio (Mg) fué aislado por Bussy, utilizando las observaciones de Wohler acerca de la descomposicion de los cloruros térreos por los metales de la primera seccion, potasio, ó sódio: hoy se obtiene el magnesio en gran cantidad fundiendo una mezcla íntima de cloruro magnésico, cloruro potásico, fluoruro de calcio y sódio cortado en pedazos. El magnesio es un metal blanco, ligero de una densidad=1,75, capaz de recibir un pulimento como la plata, duro, maleable y fusible á 500°; circunstancia que entre otras, le acerca al zinc. El magnesio está llamado á desempeñar un papel importante en la industria y en las artes.

El óxido magnésico ó magnesia cáustica anhidra (MgO). Se obtiene calcinando el hidrocarbonato medicinal: es un polvo blanco de aspecto farináceo, muy ligero, casi insoluble en agua, de sabor á tierra húmeda. Se emplea desleído en agua para neutralizar los gases y ácidos en el estómago (pirosis), saturar el exceso de bilis; y en fin, combatir la intoxicacion de los compuestos arsenicales: el hidrato de óxido magnésico, se ob-

tiene tratando por la potasa una sal soluble de magnesia, filtrando el líquido y desecando á un suave calor, el precipitado obtenido. Tiene usos análogos á los de la magnesia calcinada, pero debe ser preferida á la anterior en ciertos casos, siendo pura y bien hidratada, pues su escasa cohesión la hace más propia para unirse rápidamente á los ácidos que deba neutralizar.

El hidrocarbonato de magnesia ($(MgO)^4, 5CO^2 + 2ag$) ó *magnesia alba*. Se obtiene hirviendo una disolución de sulfato magnésico con un ligero exceso de carbonato potásico: sus usos son igualmente análogos á los anteriores, pero debemos advertir que hay error en creer idéntica la utilidad terapéutica de estas sustancias; en efecto, mientras que las otras bases son anhidras ó hidratadas, pero siempre en disposición de unirse directamente con un ácido cualquiera, el hidrocarbonato posee un ácido (el carbónico) que satura la base, y por lo tanto esta no se halla libre como en los casos anteriores.

2. *El cloruro magnésico* ($MgCl$) abunda en ciertas aguas de pozo, noria, lagunas, manantiales, etc.; puede obtenerse, como todas las sales, por el método directo: este compuesto cristaliza, aunque difícilmente, reteniendo cinco equivalentes de agua. El cloruro magnésico, es muy delicuescente y descomponible por la acción del calor, bajo la influencia del agua en magnesia y en ácido hidroclórico.

El sulfato de magnesia, sal de la higuera, de Epsom, purgante, etc. ($MgO, SO^3 + 7HO$), se halla muy abundante en la naturaleza, en manantiales, lagunas, terrenos; y en fin, en el agua del mar: se atribuye la formación del sulfato magnésico á la doble descomposición entre el sulfato de cal (yeso), y las dolomias (carbonato de cal y de magnesia). El sulfato de magnesia cristaliza en prismas tetraedros muy regulares, con siete equivalentes de agua, de los que seis son de cristalización y uno básico: la sal de la higuera tiene sabor picante, amargo, y se efflorece al aire, perdiendo seis equivalentes de agua. El sulfato de magnesia puede sustituir al ácido sulfúrico en las principales industrias, como por ejemplo, en la fabricación del sulfato de sosa, ácido nítrico, cloro etc., para lo cual basta calcinar á cierta temperatura mezclas de sulfato magnésico y sal ó nitro, ó bien, en fin, sal y sobreóxido de manga-

neso: las reacciones que, entre estos cuerpos y el sulfato, producen los objetos industriales dichos, tienen por causa principal, por una parte, el desdoblamiento en oxígeno é hidrógeno del equivalente de agua básica, y por otra, la realización de las leyes de Berthollet por vía seca, como son la mayor fusibilidad y volatilidad de los productos resultantes.

El sulfato de magnesia se usa como purgante.

El fosfato magnésico amónico ($\text{NH}_4\text{O}, (\text{MgO})^2, \text{PhO}^5 + 12\text{ag}$) se obtiene vertiendo en una disolución de sulfato magnésico cloruro amónico, luego amoniaco y despues fosfato sódico ordinario. Es un polvo blanco granugiento, constituido por cristales microscópicos, en el que los $\frac{2}{3}$ de la base es magnesia, y el otro tercio amoniaco: esta sal se forma espontáneamente en la orina humana, y es la base de muchos cálculos urinarios é intestinales. Bajo esta forma se dosiza casi siempre la magnesia.

El mejor reactivo para caracterizar las sales de magnesia, es el fosfato sódico-amónico antes dicho: además, los carbonatos neutros precipitan las sales de magnesia (carbonato magnésico); pero el precipitado se disuelve en algunas gotas de ácido sulfúrico, carácter que distingue esta base de la barita, estronciana y cal. Los bicarbonatos no precipitan en frio las sales de magnesia, pero por la ebullicion se desprende el ácido carbónico y se produce un precipitado blanco de carbonato neutro; en fin, las sales de magnesia ácidas, ó las que tienen ya una sal amoniacal, no precipitan por el amoniaco cáustico y puro.

5. El aluminio (Al) fué descubierto por Woheler en 1827, descomponiendo el cloruro aluminico por el potasio. En 1854 Deville, aisló este mismo metal bajo un estado alotrópico nuevo, descomponiendo á una alta temperatura una mezcla intima de cloruro doble de sódio y de aluminio, fluoruro de calcio y sódio cortado en pedazos: obtenido el metal por este método, se presenta bajo el estado de un cuerpo sólido, ligero (Densidad = 2,56) de color blanco azulado semejante al zinc, buen conductor del calórico, y ocho veces mejor conductor de la electricidad que el hierro; muy duro, maleable y tenaz; y en fin, inatacable por todos los cuerpos, excepto el ácido hidroclórico y acético y los álcalis cáusticos. Con un kiló-

gramo de aluminio pueden elaborarse los mismos objetos para los que es forzoso emplear siete y medio de oro, cuatro de plata, tres de cobre, etc., en razon de la diferencia en las densidades respectivas.

4. Varias piedras preciosas como el rubi oriental, el zafiro, etc., no son más que alúmina pura coloreada por óxidos metálicos, así como las esmeraldas verdes, por ejemplo, son silicatos de alúmina y glucina (óxido de glucinio, ó de *birilium*), teñidos por el sesquióxido de cromo. Se obtiene la alúmina precipitando una disolucion de alumbre (sulfato doble de alúmina y potasa) por un exceso de carbonato amónico, filtrando, etc.: preparada de este modo la alúmina, se presenta bajo el aspecto de una masa gelatinosa ($Al^2O^3 + ag$) soluble en la potasa y en los ácidos (la alúmina es óxido indiferente, es decir, que puede hacer veces de ácido y de base): calcinada pierde el agua y se cambia en una modificacion isomérica, bajo la que no es soluble en los álcalis, ni tampoco apenas en los ácidos. Se obtiene igual modificacion hirviendo durante 24 horas en agua, la alúmina hidratada, ó calcinando el biacetato de alúmina.

Se obtiene el cloruro aluminico (Al^2Cl^3) haciendo pasar una corriente de cloro á través de una mezcla íntima de alúmina y de carbon, calentada al rojo oscuro. De una manera análoga se prepara tambien el fluoruro de aluminio, sustancia tan solo soluble en el carbonato sódico fundido, y que hoy en las manos de Deville y Caron, sirve para producir artificialmente gran número de especies químicas y mineralógicas, idénticas á las de la naturaleza.

5. El alumbre ó sulfato doble de alúmina y de potasa tiene por fórmula ($KO, SO^3, Al^2O^3, 5SO^3 + 24 ag$). Ya hemos dicho en otro lugar, que por alumbres debemos entender sales dobles constituidas por dos sulfatos, de los que uno hace veces de base y otro de ácido: además añadimos que el óxido del sulfato que hace veces de ácido, corresponde á la fórmula general (RO), y la otra base pertenece á la série de los sesquióxidos (R^2O^3); finalmente, en estas sales pueden sustituirse las bases unas por otras, siendo de composicion análoga, quedando el compuesto en el mismo estado de neutralizacion y ofreciendo la misma forma cristalina.

Puede obtenerse el alumbre ordinario ó de potasa, calcinando algunos minerales aluminosos que como la *alunita*, poseen los elementos de este compuesto, ó bien tratando ciertas arcillas (silice, alúmina, etc.), por el ácido sulfúrico, y uniendo luego el sulfato aluminico al de potasa, ó bien, en fin, calcinando los esquistos aluminosos con piritas de hierro, por cuyo medio pasa el azufre del sulfuro á sulfato férrico, el cual es en definitiva descompuesto por la alúmina, resultando sulfato de esta base que unido al de potasa, forma el alumbre en cuestion. Es sumamente astringente.

El alumbre, cristaliza en octaedros voluminosos, pudiéndolo hacer tambien en cubos, cuando se añade un poco de carbonato potásico á la disolucion octaédrica, y evaporando suavemente el líquido á 50°, se precipita cierta porcion de sub-sulfato de alúmina, y ya queda el líquido en disposicion de dar cristales octaédricos.

El alumbre, se emplea en la tintorería (formando lacas) y para la impresion de las telas. Es sumamente astringente.

6. Las sales de alúmina, se diferencian de las estudiadas hasta aquí, en que el precipitado que en ellas forma la potasa es soluble en un exceso de reactivo, (el amoniaco no produce semejante efecto): además, tratadas por el sulfato de potasa, forman un precipitado de alumbre; los carbonatos neutros producen un precipitado blanco de alúmina insoluble en un exceso de reactivo y con desprendimiento de ácido carbónico; el sulfidrato amónico, produce un precipitado blanco (si la sal es pura) y gelatinoso de sulfuro aluminico; por último, calcinada una sal de alúmina con el nitrato de cobalto, adquiere un hermoso color azul (azul Thénard).

7. Las arcillas proceden de la descomposicion de los feldspatos que, químicamente hablando, son una especie de alumbres en los que los sulfatos dobles de estos están sustituidos en ellos por silicatos correspondientes: la arcilla más pura es el *kaolin* (silicato de alúmina), cuya existencia en la naturaleza podemos comprender suponiendo como ejemplo, la descomposicion parcial de la *orthosa* (feldespato). En efecto, este mineral está constituido por un silicato doble de potasa y de alúmina; por manera que disgregado el primero queda aislado el segundo, en esta forma: *orthosa* ($=\text{KO}, \text{SiO}^3, \text{Al}^2\text{O}^3, 3\text{SiO}^3$)

— $\text{Al}^2\text{O}^3, \text{SiO}^2 (= \text{kaolin}) = \text{KO}, 5\text{SiO}^2 (= \text{trisilicato de potasa})$.

Entre las importantes aplicaciones á que las calizas arcillosas ricas en alúmina se prestan, merece una cita especial, la fabricacion de las cales hidráulicas; siendo estas por regla general mejores cuanta mayor sea la cantidad de arcilla aluminosa contenida en la caliza de donde procedan.

8. Las artes cerámicas estriban principalmente en la accion que el calor ejerce sobre ciertas arcillas siliceo-aluminosas: la pureza de estas, el esmero en la fabricacion, y por último, el método artistico del decorado, son la verdadera escala gradual que clasifica los objetos diferenciándolos entre sí, desde el plato más ordinario hasta la antigua porcelana de Sevres.

La fabricacion de la porcelana en Europa se remonta, á principios del siglo anterior, mientras que segun las noticias de los misioneros, los chinos fabrican objetos de porcelana desde cerca de 200 años antes de la era cristiana.

La fabricacion de la loza (porcelana ordinaria) y de la porcelana propiamente dicha, comprende las manipulaciones siguientes:

- 1.^a Eleccion pulverizacion y mezela de los kaolines con las arcillas, cuarzos ó arenas feldespáticas, etc.
- 2.^a Amasamiento de estas tierras y reposo por largo tiempo (cerca de un año) de las masas líquidas resultantes.
- 3.^a Elaboracion de la masa plástica propiamente dicha.
- 4.^a Modelacion de los objetos.
- 5.^a Deseccacion de estos á un suave calor (se colocan en la parte superior de la bóveda de los hornos).
- 6.^a Bañado y decoracion de los mismos.
- 7.^a En fin, coccion de los objetos modelados.

Para las vasijas de barro ordinario, se usan arcillas marronas ó comunes, teñidas por el óxido de hierro, y luego se dá un baño plumbífero á los objetos; práctica funesta para la salud de los individuos que guisen en ellos sustancias ácidas (vinagre), ó sulfurosas (legumbres, huevos), pues se hallan expuestos, cuando menos, á cólicos violentos, y en circunstancias dadas á verdaderas intoxicaciones.

9.^o *Los vidrios* son al *crystal*, lo que la loza á la porcelana; los primeros están constituidos por silicatos alcalinos y tér-

reos, mientras que en el cristal entra además de estos cuerpos el silicato de plomo. Hay vidrios ordinarios, como el de botellas, que suele contener óxido de hierro y alúmina.

Segun la eleccion de la sílice ó ácido silícico, del carbonato de potasa, sosa, cal, alúmina, y en fin, los demás cuerpos que entran en la composicion del vidrio y del cristal, y segun la delicadeza en la fabricacion, clase de combustible, etc., así se obtendrá vidrio de ínfima clase ó cristal *Strass*.

Los esmaltes sobre la porcelana, son tambien *vitrificaciones* producidas por silicatos de potasa, manganeso y plomo. La fabricacion del vidrio comprende las manipulaciones siguientes:

- 1.^a Eleccion de las primeras materias, ácido silícico, potasa, sosa, etc.
- 2.^a Pulverizacion y mezcla de las mismas.
- 3.^a Fusion, en grandes crisoles, de dichas sustancias.
- 4.^a Modelacion mecánica de los objetos.
- 5.^a Segunda coccion de los objetos elaborados:

Las coloraciones que tanto las lozas y porcelanas como los vidrios ofrecen, son debidas á silicatos de óxidos metálicos, así el color del topacio es debido al óxido férrico, el de rubí al de manganeso, el de esmeralda al óxido de cobre ó sesquióxido de cromo, el de zafiro al de cobalto, el amatista al óxido de manganeso ó al de cobalto, ó bien á la púrpura de Casius (estaño, oro, oxígeno), y en fin, el color de alga marina lo dá el vidrio de antimonio (oxi-sulfuro con algo de silicato) y el óxido de cobalto.

10. Se analizan las porcelanas, vidrio ó cristal, pulverizando los objetos y tamizándolos luego por locion; hecho esto se calcina el polvo, bien seco, con un exceso de carbonato de barita artificial; se pulveriza el residuo, se trata por ácido nítrico, se filtra el líquido neutralizado escasamente por el amoniaco, y se busca en él por medio de los reactivos, la presencia de las bases: el ácido silícico queda como insoluble sobre el filtro.

LECCION SETIMA.

MANGANESO; su existencia en la naturaleza; su simbolo, equivalente y obtencion.—Propiedades fisicas y quimicas del manganeso.—Estudios de los compuestos de manganeso y oxigeno, sus aplicaciones más importantes.—Sales manganosas y mangánicas; su obtencion y propiedades.—Caractéres de las sales de manganeso.—HIERRO; su existencia en la naturaleza.—Importancia social del hierro.—Obtencion del hierro por el método de las forjas catalanas y el de los altos hornos.—Fundamentos quimicos en que estriba la metalurgia del hierro. Caractéres del hierro procedente de uno y otro método.—Hierro piróforo de Magnus; su obtencion y propiedades.—Combinaciones del hierro con el oxigeno; su obtencion, caractéres y usos.—Sales ferrosas y sales férricas; su preparacion y propiedades.—Estudio de los cianuros dobles en los que el hierro entra como elemento constituyente.—Teorias correspondientes á estos compuestos.—Caractéres diferenciales de las sales de hierro.—Resúmen.

Manganeso.

El manganeso goza, como todos los metales de la tercera seccion, de la propiedad de oxidarse á la temperatura ambiente, descomponer el agua á la roja, ó bien á la ordinaria en presencia de los ácidos (atendiendo á este carácter, deberian ser incluidos tambien en esta seccion el magnesio y aluminio).

La existencia del manganeso, cuyo simbolo es Mn y el equivalente 28, fué indicada ya por Scheele en 1774; pero el metal no fué aislado, sino pocos años despues por Gahn: hoy se obtiene fácilmente el manganeso, calcinando al rojo blanco y en un crisol de barro, capas alternantes de fluoruro de manganeso y de sódio partido en placas muy delgadas. Terminada la operacion, se rompe el crisol y se obtiene el manganeso bajo la forma de un boton metálico, cuyo peso es proxima-mente la mitad del del fluoruro empleado: en el caso de que el metal no resulte perfectamente fundido, se pulveriza de nuevo, en un mortero de acero, y se le sujeta á una nueva fusion cubriendo la masa con sal comun, sódio y nitro, pero nunca con borax.

Caractéres del manganeso. Metal blanco, semejante á cier-

tas fundiciones de hierro; es frágil, muy duro, hasta el punto de que un fragmento, partido en ángulo agudo; puede reemplazar al diamante para cortar el vidrio; por consiguiente no puede limarse; capaz de adquirir un hermoso pulimento, en cuyo caso resiste mucho á la acción del aire húmedo; calentado sobre una hoja de platino, se colora como el acero, antes de oxidarse. Su densidad varia entre 7,13 y 7,20: no es magnético ni atraible por el imán; los ácidos le atacan con energía.

El manganeso pulimentado se utiliza para algunos instrumentos de óptica, nunca se halla nativo este metal en la naturaleza; su estado más frecuente es el de óxido.

Compuestos oxigenados del manganeso.

El manganeso y el oxígeno forman las seis combinaciones siguientes:

- 1.^a Óxido manganesoso = MnO (base de las sales de manganeso ordinarias).
- 2.^a Óxido mangánico = Mn^2O^3 (isomorfo con el de hierro).
- 3.^a Óxido manganesoso-mangánico = Mn^3O^4 (óxido intermedio).
- 4.^a Sobreóxido de manganeso = MnO^2 (manganesa del comercio).
- 5.^a Ácido mangánico = MnO^3 .
- 6.^a Ácido supermangánico = Mn^3O^7 .

De todos estos compuestos, solo tres merecen una atención particular, á saber; el *óxido manganesoso*, base de las sales de manganeso, el *sobreóxido*, tan útil en las artes y el *ácido supermangánico*, que constituye un reactivo precioso, cuando se halla combinado con la potasa.

Óxido manganesoso ($MnO = 35$). Para obtener este óxido artificial, por vía húmeda, se sigue el procedimiento de Liebig, que consiste en descomponer á una temperatura elevada el oxalato de manganeso, obtenido vertiendo ácido oxálico en la disolución de una sal mangánica cualquiera, y desecado después á 120° . El óxido manganesoso (protóxido), obtenido de esta manera, se presenta bajo la forma de un polvo verde, semipiróforo, supuesto que se inflama en cuanto se le toca con un cuerpo incandescente y pasa acto continuo á un grado superior de oxigenación.

No puede obtenerse por vía húmeda el óxido manganesoso, porque no bien se le pone en libertad, mediante la acción de un álcali, absorbe el oxígeno del aire y pasa á óxido mangánico. Se obtiene el sesquióxido, peróxido de manganeso, ú óxido mangánico (Mn^2O^3) descomponiendo, á un calor suave, el nitrato de manganeso.

Sobreóxido de manganeso (bióxido = $MnO^2 = 44$). El sobreóxido de manganeso natural, comunmente llamado *manganesa*, cristaliza en prismas prolongados con lustre metálico: se distingue del óxido manganesoso-mangánico (Mn^2O^4) natural (*hausmanita*), y del sesquióxido hidratado (*manganita*), en que frotando dichas tres especies sobre el papel blanco, la manganesa deja una huella gris, el óxido manganesoso-mangánico (MnO, Mn^2O^3) produce una raya roja, y en fin, es negra la que origina el sesquióxido hidratado.

Puede obtenerse el bióxido de manganeso, vertiendo en exceso de hipoclorito de potasa sobre una sal manganesa cualquiera, por ejemplo, el sulfato.

Ya hemos visto que este cuerpo cede oxígeno por la acción del calor, ó bien tratándole por los oxácidos concentrados quedando reducido, lo mismo en uno que en otro caso, á un óxido básico de la fórmula general RO. Esta propiedad puede generalizarse diciendo: *tratados todos los sobreóxidos por un oxácido enérgico, desprenden oxígeno, ó el radical halógeno cuando el ácido es hidrácido* (véase la obtención del cloro, tomo 1.º pág. 521).

La manganesa, ó el sobreóxido de manganeso, tiene grandes aplicaciones en la industria, particularmente para la fabricación del cloro y de los hipocloritos; sirve igualmente para decolorar, por fusión, el vidrio enverdecido por el óxido ferroso: casi siempre contiene este producto comercial, óxido de hierro y carbonatos de cal y de barita. Puede purificarse hirviéndola con ácido acético, que solo descompone una pequeña parte del bióxido, llevándose en cambio, bajo el estado de sales solubles, dichas impuridades.

Sin embargo, como que el comprador no puede perder su tiempo en este género de operaciones previas, sino que le urge utilizar directamente la primera materia comercial (manganesa), de ahí la necesidad de darle un medio fácil y espedito

de conocer la riqueza, de la sustancia que compra, ó lo que es lo mismo, la utilidad de ella como agente productor del objeto principal que él busca al adquirirla, esto es, del cloro. La manganimetría, análisis volumétrico ideada por Gay-Lussac, satisface cumplidamente esta necesidad; nada más sencillo, por otra parte, que el principio en que se funda. En efecto, la experiencia enseña, que 5^{gr.},980 de sobreóxido de manganeso puro, tratados por el ácido hidroclórico, ponen en libertad, un litro de cloro seco, medido á la temperatura de 0° y á la presión barométrica de 0^{m.},760: por consiguiente, una manganesa del comercio que sometida á estas condiciones y en identidad de peso, solo dé, por ejemplo, 0^{ls.},75 de cloro, contiene 25 por 100 de sustancias estrañas (impurezas), siendo su grado de riqueza de 75, en vez de 100 que representa el litro de cloro mencionado.

El ensayo de la manganesa, se ejecuta de la manera siguiente:

1.° Se introduce en un matraz de 5 á 6 centímetros de diámetro, 5^{gr.},98 de manganesa comercial reducida á polvo fino.

2.° Se vierten sobre ella 25 á 30 centímetros cúbicos de ácido hidroclórico, y tapado el matrás con un corcho, por el cual atraviere un tubo doblado en ángulo recto, se expone á un calor suave.

3.° Se introduce la extremidad del tubo ajustado á la abertura del matrás, en una disolución de potasa cáustica contenida en un recipiente de una sola tubulura, pero cuidando que la lejía alcalina llegue hasta el cuello de dicho recipiente.

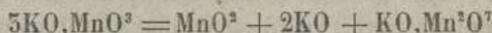
4.° Terminado el desprendimiento del cloro, y hervido el líquido del matraz donde está la manganesa, para espulsar las últimas porciones de cloro, se concentra la lejía saturada de dicho gas, y en fin, se agrega á ella agua destilada (por supuesto despues de fria) hasta formar un litro.

5.° Hecho esto, se procede al ensayo clorométrico, según indicamos al hablar del hipoclorito de cal.

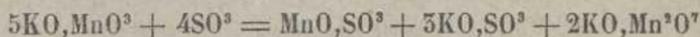
Acido mangánico (MnO^3). Es muy difícil, si no imposible, obtener puro y aislado este ácido, en virtud de la facilidad con que se descompone en presencia del oxígeno del aire, pasando á ácido supermangánico (Mn^2O^7); en cambio es muy fácil pre-

parar el manganato de potasa. En efecto, basta para ello cal-
cinar en un crisol de platino partes iguales de sobreóxido de
manganeso y de potasa cáustica: tratada la masa por el agua:
queda un residuo de óxido manganeso-mangánico (Mn^2O^3), pro-
duciéndose un líquido de un color verde esmeralda, que es el
manganato potásico, el cual concentrado en el vacío de la má-
quina neumática, abandona agujas prismáticas de color verde,
isomorfas con el sulfato potásico.

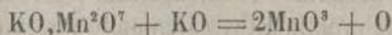
Añadiendo agua destilada, en bastante cantidad, sobre cier-
ta porción de manganato de potasa contenida en una copa,
la sal mangánica pierde poco á poco su color verde, bajo el
influjo del oxígeno del aire, y despues de ofrecer una especie
de irisacion en su masa líquida, queda totalmente convertida
en supermanganato potásico de color amatista. Los antiguos
denominaban *camaleon mineral*, al manganato potásico, por
el cambio de color verificado en estas circunstancias. La acción
del agua caliente, es todavía más enérgica sobre el manganato
de potasa: en este caso se precipita sobreóxido de manganeso,
queda aislada la potasa y se forma el permanganato, como en
el anterior experimento. Hé aquí la fórmula que expresa esta
reaccion:



Si en vez del agua, es un ácido el que actúa sobre el man-
ganato, no se forma sobreóxido de manganeso, sino una sal ó
base de protóxido. Suponiendo que la acción procede del áci-
do sulfúrico, resultaría lo siguiente:



La disolución del supermanganato de potasa, vuelve, á
adquirir el color verde al contacto de un álcali (potasa ó sosa),
porque se desprende oxígeno, y queda convertido en manga-
nato, de este modo:



Supermanganato de potasa (KO, Mn^2O^7). Se prepara fun-

diendo una mezcla de cuatro partes de sobreóxido de manganeso, en polvo fino, tres partes y media de clorato potásico y cinco partes de potasa cáustica: tratada la masa fría, con agua destilada, se filtra la disolución por amianto ó vidrio molido y lavado, se concentra á un calor suave y por último se guarda en pipetas de vidrio tapadas con tubitos de goma elástica volcanizada, para impedir el contacto del oxígeno del aire: debe estar igualmente al abrigo de la luz. El permanganato de potasa se presenta bajo semejante estado en forma de un líquido de un color violáceo-amatista magnífico: es uno de los mejores medios de oxigenación conocidos. Toda sustancia de origen orgánico ejerce acción reductora sobre este cuerpo, pudiendo deducirse la cantidad de ella por el volumen que de dicha sustancia se decolore: fundado en este principio, ha ideado Smich un instrumento denominado *sepómetro*, para determinar la cantidad relativa de sustancias de origen orgánico (miasmas) existentes en el aire de una atmósfera dada. Nosotros hemos tenido ocasión de comprobar el buen resultado que este medio ofrece para los estudios higiénicos (véanse nuestros estudios químicos sobre el aire atmosférico de Madrid, libre y confinado). La oxidación rápida que el supermanganato de potasa ocasiona sobre ciertos cuerpos le hacen muy útil para la análisis del hierro, pólvora, etc., en fin puede considerarse como el más enérgico oxidante que posee la química, según hemos dicho anteriormente; supuesto que hasta el sulfuro de carbono, que resiste aun á la acción del ácido nítrico fumante, es transformado en ácido carbónico y sulfúrico mediante una ebullición prolongada con este compuesto.

Sales de manganeso.

Todas pueden obtenerse directamente ó por doble descomposición.

Sulfato manganeso ($MnO, SO^3 = 76$). Se prepara este compuesto, utilizando el residuo de la obtención del oxígeno, mediante el sobreóxido de manganeso y el ácido sulfúrico; puede obtenerse igualmente, calcinando una mezcla de partes iguales de flor de azufre y sobreóxido de manganeso. En fin, cuando se quiere obtener perfectamente puro, se trata por

ácido sulfúrico el óxido manganoso obtenido por el método de Liebig, esto es, descomponiendo por la acción del calor el oxalato de dicha base.

El sulfato manganoso, como casi todas las sales *ad minimum* de este metal, posee una coloración rosácea; cristaliza en prismas y con más ó menos agua de cristalización según la temperatura, entre 0° y 6°, resulta un sulfato con siete equivalentes de agua, que es isomorfo con el sulfato magnésico y ferroso. Cristalizada la sal á 120°, solo contiene un equivalente de agua: finalmente, el sulfato manganoso, con siete equivalentes de agua, posee un color mucho más rosáceo que el monohidratado.

Cloruro manganoso (MnCl). Se obtiene esta sal, de un hermoso color rosáceo, utilizando el residuo de la obtención del cloro por la manganesa y el ácido hidrocórico; para ello se evapora á sequedad, se calcina, luego se trata por agua el residuo y se concentra, etc. Para obtenerle puro, se sublima en una vasija de vidrio (matríz) el cloruro doble de manganeso y amonio: el cloruro amónico se condensa, sublimado en el cuello del matríz, mientras que el cloruro manganoso queda puro bajo la forma de una masa blanca, rosácea, cristalizada en hojas micáceas muy flexibles.

Desde que las análisis de la sangre han demostrado constantemente en ella, la presencia del manganeso, se ha comenzado á introducir en medicina los preparados de manganeso.

Caractéres de las sales de manganeso. Los álcalis producen en las disoluciones de estas sales, un precipitado blanco que el aire transforma en parduzco (óxido manganoso hidratado, que pasa por el oxígeno á hidrato de sesquióxido); el sulfidato amónico origina un precipitado correspondiente al sulfuro manganoso, de color de carne; cuando el color es oscuro la sal es impura.

El precipitado de sulfuro manganoso, es soluble en el ácido acético; por manera que en el residuo quedarán todas las impurezas de la sal, en el caso de que existan: las disoluciones mangánicas ácidas no son precipitables por el amoniaco. El ferrocianuro potásico produce un precipitado blanco, cuando la sal manganosa es perfectamente pura: finalmente, calcinadas sobre un objeto de plata ó de porcelana, dos gotas de

potasa cáustica, con cualquiera sal de manganeso, producen una mancha verde de *camaleon* mineral.

HIERRO.

Entre los metales más útiles al hombre, el hierro debe figurar en primera línea; desapareciendo todos los demás conocidos, aun podría vivir perfectamente el hombre, mientras que sin él es de todo punto imposible su existencia. La razón es bien sencilla; todos los metales, excepto el hierro, aunque muy útiles para objetos sociales, artísticos é industriales, tienen sin embargo un interés convencional, asignado, ó por el capricho, ó la escala de necesidades humanas; pero en el hierro no sucede esto, sino que forma parte integrante de nuestro cuerpo, le llevamos en nuestra sangre en la que, como en la reja del labrador, sobre los surcos de la tierra, el hierro imprime su potente huella, transportando el calor y la vida al organismo: y cosa maravillosa, de la misma manera que el hierro del labrador (la reja) al circular, ora en línea recta ó bien describiendo varias curvas sobre la tierra, es causa del acceso á ella del aire iniciador, por su oxígeno, de las series de reacciones con que se inaugura el período fertilizador de los campos; así también el átomo de hierro organizado en los glóbulos sanguíneos lleva por donde pasa el principio vital del aire (oxígeno), iniciador á su vez de la fertilización de la vida; por manera que, en cierto modo, bien podíamos compendiar la importancia del hierro diciendo «que su acción bienhechora comienza en el arado del labrador (glóbulo sanguíneo de la humanidad, y termina en el organismo humano). Si á esto se agréga las importantes máquinas con que la industria moderna se gloria, en particular las de vapor, nadie encontrará exagerado el interés predilecto que atribuimos á este cuerpo, y por consiguiente á todas sus combinaciones; por lo menos, interin no hallemos en la sangre humana otros metales que el hierro, juntamente con su utilidad social, creeremos que es el de mayor ventaja para nosotros, toda vez que forma parte integrante de nuestro cuerpo, y por consiguiente, *sin él es de todo punto imposible la vida.*

La construcción de los objetos de hierro, data de una época

no muy lejana, relativamente á los de cobre, oro, etc., lo cual no es de estrañar, si se atiende á que la metalúrgia del hierro se funda en reacciones químicas que no han podido plantearse, ni aun empíricamente, hasta cierto periodo de progreso en la ciencia.

Consideraciones elementales acerca de la metalúrgia del hierro. Aunque son en extremo variables los compuestos ferruginosos que existen en la naturaleza, tan solo se explotan por lo general los óxidos y los carbonatos. Sin embargo, en algunos países, como por ejemplo en Finlandia, utilizan tambien las piritas de hierro, previamente tostadas y sometidas á una corriente de agua en vapor: la razon de explotar únicamente los óxidos y carbonatos de hierro es porque son los más puros y fáciles de descomponer, produciendo además un hierro de excelentes condiciones.

Antes de someter los minerales de hierro al tratamiento metalúrgico, de que en breve nos ocuparemos, es preciso clasificarlos con arreglo á su composicion y naturaleza de la ganga que les acompaña. Si ésta es ácida (cuarzo) hay que añadir carbonato de cal para formar un silicato fusible de cal, alúmina y algo de silicato de hierro; si la ganga es básica, se agrega una materia silicea; y por último, si es salina, se añade una ú otra de las anteriores sustancias, segun la naturaleza de la ganga y su grado de fusibilidad. Escusado es advertir, que esta clasificacion y asociamiento de las materias fundentes, segun los casos y circunstancias, es independiente de la division mecánica del mineral, practicada con arreglo á procedimientos especiales, que están fuera de nuestro objeto (veáanse las obras de metalúrgia). Únicamente nos incumbe hacer notar que, de una manera general, la extraccion del hierro está subordinada á la produccion de un silicato de alúmina y de cal, ferruginoso, fusible á una elevadisima temperatura, bajo la que el hierro se une al carbon constituyendo el producto conocido con el nombre de *fundicion de hierro*.

Por manera que los minerales ferruginosos, no pueden abandonar la mayor parte del hierro que poseen, sino en el estado de *fundicion*: para obtener el metal directamente y casi puro, es indispensable que una parte de él se una á la ganga y se pierda bajo la forma de *escoria*.

Dos son los métodos generalmente seguidos en la industria ferrera para explotar el metal que nos ocupa, á saber: el método llamado de *los altos hornos*, y el conocido con el nombre de procedimiento *catalan*; pero lo repetimos, ni en uno, ni en otro caso puede obtenerse el hierro, sin que se forme un doble silicato de alúmina y de hierro (forjas catalanas), ó bien de alúmina y de cal (altos hornos).

Método catalan. Este procedimiento es bastante dispendioso, y solo se practica en los puntos en donde abunden mucho los minerales de hierro y la leña, como sucede por ejemplo en los Pirineos Orientales y en Córcega: así que, la producción anual de esta clase de hierro apenas excede de 100.000 quintales métricos; es decir, próximamente la trigésima cantidad del hierro elaborado en Francia.

Nada más sencillo, por otra parte, que la construcción de una forja catalana: consiste en un grande crisol cuadrangular de 0^m,7 á 0^m,8 de profundidad, recibido sobre un macizo de ladrillo, debajo de una tobera, cuya dirección forma con la abertura del crisol un ángulo de 35 á 40.º

Finalmente, al comenzar la operación, esta cavidad se halla llena de carbon incandescente á la vez que de dos masas distintas, pero contiguas, una de carbon y otra de mineral, si bien la primera es mayor que la segunda y recibe sobre su masa al cañon de la tobera: á medida que la combustión avanza, desaparece la doble masa, y solo se reemplaza la del carbon. La ganga de la otra, se convierte en silicato muy ferruginoso y cae al crisol arrastrando el mineral reducido.

Fenómenos químicos relativos á la forja catalana. Hé aquí cuáles son los fenómenos químicos que tienen lugar por este método metalúrgico: el aire, violentamente lanzado por el fuelle, convierte en ácido carbónico al carbon inmediato á la tobera; pero al desprenderse el gas, halla la masa de carbon incandescente que le reduce al estado de óxido de carbono; este descompone el óxido férrico y vuelve á pasar á ácido carbónico á espensas de su oxígeno, con lo que queda reducido el óxido al estado metálico; por último, una parte del óxido férrico escapa á la acción reductora del óxido de carbono, y uniéndose á la ganga forma la escoria (silicato doble de alúmina y de hierro).

Como se vé, este método es en extremo sencillo, pero en cambio no rinde todo el hierro del mineral, si no que una gran parte de él se pierde en las escorias: por esta razon, solo es aplicable, segun dejamos dicho, en aquellos puntos en donde existan á la par asociados la abundancia del mineral y combustible.

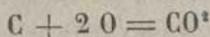
Los escoriales de hierro que desde hace muchos siglos se encuentran en ciertas selvas, demuestran que el método catalan fué el primitivamente practicado por siderurgistas ambulantes, que cargados con sus forjas recorrían los paises, explotando alli donde les convenia su industria nómada.

Método de los altos hornos. La explotacion de los minerales, por el método de los altos hornos (lo que equivale á decir, á una alta temperatura) es el procedimiento generalmente adoptado por casi todos los paises, supuesto que de él proceden los 50 millones de quintales métricos que de dicho metal lanza anualmente la industria férrea á los mercados de Europa.

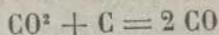
Los altos hornos están contruidos en forma de dos troncos de cono unidos por su base, y aun cuando la estructura de estos aparatos cambia segun la naturaleza del combustible empleado, puede decirse que su disposicion general siempre es la misma: asi que la longitud es próximamente de 10 metros, cuando son alimentados con carbon de madera, y de 20 metros cuando se usa coke.

Fenómenos químicos que tienen lugar en la estraccion del hierro por el método de los altos hornos. Pueden reasumirse las reacciones que por este procedimiento se originan, en los hechos siguientes:

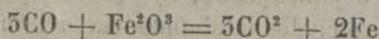
1.º El aire llega por la tobera, quema el carbon y se produce gas ácido carbónico, á la vez que se desarrolla una elevada temperatura.



2.º A medida que el ácido carbónico asciende por la columna de carbon y mineral, halla el combustible incandescente y se convierte en óxido de carbono.



3.º El óxido de carbono halla á su vez al óxido de hierro, bajo la influencia de una elevada temperatura, y le reduce pasando él al estado de ácido carbónico.



4.º El hierro reducido descende, mientras que el ácido carbónico vuelve á cambiarse en óxido de carbono, á espensas de la columna de carbon caliente por donde atraviesa.

Además de estas reacciones principales, existen otras, que podemos considerar como accesorias, y por lo tanto prescindir de ellas; únicamente añadiremos que se utiliza como agente calorífico en esta operacion, y además del carbon empleado, el óxido de carbono originado en la misma.

En resúmen; dividiendo con el pensamiento un alto horno en cuatro zonas, por ejemplo, la clasificaríamos de la manera siguiente:

1.^a *Zona de destilacion ó de desecacion*, en donde son expulsadas las sustancias volátiles del combustible y del mineral.

2.^a *Zona de reduccion*, que es en donde el mineral queda reducido bajo la forma metálica.

3.^a *Zona de carburacion*, que es en donde el metal se combina al carbon y se convierte en fundicion de hierro.

4.^a Finalmente, *la zona de fusion*, que es en donde se efectúa la fusion completa de la fundicion de hierro y de las escorias: esta zona se halla inmediata al plano de la tobera.

En el fondo del horno ó crisol, hay una abertura que se halla tapada con arcilla durante la operacion: terminada esta, se dá salida por ella al hierro fundido recibéndole sobre moldes de arena, ejecutados casi al pié del mismo horno con arreglo á los modelos de madera, hechos conforme á los objetos de hierro fundido que se han de vaciar.

Generalidades acerca de las fundiciones de hierro y del acero.
El resultado inmediato de la reduccion de los minerales de hierro en los altos hornos, es la masa férrea fundida que se designa con el nombre colectivo de *fundicion*, es decir, hierro combinado con el carbon y el silicio: aun cuando existen diversas clases de fundicion, podemos sin embargo reducirlas á dos tipos principales, á saber; *blanca y gris*.

La fundicion *blanca*, posee un lustre metálico y algunas veces un color argentino; su densidad nunca pasa de 7,85; es muy frágil, salta al choque del martillo y resiste á la lima.

La fundicion *gris*, ofrece un color que varia del negro á gris claro, su densidad casi nunca escede de 7; puede limarse y cortarse con facilidad, y en fin, se aplasta bajo el choque del martillo. En general, esta clase de fundicion contiene mucho ménos hierro y más silicio que la otra variedad: una y otra poseen una cantidad de carbon, que fluctúa entre 2 y 5 por 100.

La diferencia esencial entre ambas clases de fundicion, depende de la manera de estar distribuido el carbon en el hierro: cuando aquel se halla íntimamente asociado á este, es decir, esparcido por igual en toda la masa, le comunica un aspecto homogéneo y argentino, produciendo la fundicion blanca; y viceversa, cuando el carbon, se halla bajo un estado alotrópico distinto y desigualmente repartido en la masa férrea, entonces constituye la fundicion gris.

Tratada la fundicion blanca por el ácido hidroclórico, se desprende hidrógeno y una sustancia volátil de naturaleza carbonosa: terminada la reaccion, resulta cloruro férrico, cloruro de magnesio, un poco de sílice, y cortas dosis de otras sustancias, pero nada de carbon. Repetido este tratamiento con la fundicion gris, se produce igualmente hidrógeno que posee una sustancia volátil carbonada, pero en el residuo se hallan láminas brillantes de carbon semejante al grafito: por consiguiente, la fundicion gris contiene el carbon bajo dos estados diferentes, en combinacion con el hierro y atacable por los reactivos; y en el estado de mezela, bajo una de sus formas ordinarias. En la fundicion blanca, por el contrario, todo el carbon existe combinado con el hierro: de esta manera se comprende bien, por qué la fundicion blanca fundida y enfriada lentamente se vuelve gris, mientras que ésta fundida á su vez y enfriada bruscamente se cambia en blanca. En efecto, todos estos cambios son debidos á la distribucion del carbon, el cual se elimina ulteriormente sometiendo la fundicion de hierro blanca al tratamiento metalúrgico denominado *afinacion*; el cual consiste esencialmente en oxidar á una elevada temperatura, en hornos apropiado y bajo la influencia del oxígeno del aire, el silicio y parte del hierro, con lo que se

forma un silicato de hierro muy básico; el carbon reduce el exceso de base de este silicato y se convierte en óxido de carbono, finalmente, si en la fundicion hay manganeso, formará parte de silicato férreo, y si hay fósforo, se acidificará produciendo, como el silicio, fosfato férrico. Tales son en resúmen las principales reacciones en virtud de las que pasa la fundicion de hierro á ser hierro casi puro ó dulce: la fundicion gris se destina en lo general á la construccion de objetos ordinarios, modelados en una ó más piezas, conforme al procedimiento anteriormente indicado.

El hierro afinado puede ofrecer dos estados de agregacion molecular diferentes: uno *fibroso* y otro *crystalino* ó *granugiento*: al primero corresponde la mayor elasticidad y resistencia del hierro, y de aquí su empleo, bajo la forma de alambres, para la construccion de puentes colgantes. El hierro fibroso, puede pasar al estado cristalizado por la vibracion, el choque, los cambios bruscos de la temperatura, y en fin, por acciones eléctricas que le imanten: en este caso disminuye, como es consiguiente, la flexibilidad y resistencia de semejante hierro, razon por la que es muy comun que se rompan ó inutilicen los puentes bajo la influencia de cargas que antes pudieron soportar.

Aceros. Podemos definir los aceros diciendo que son carburos de hierro, con ménos carbono y silice que la fundicion y más que el hierro: por consiguiente, puede fabricarse el acero eliminando de la fundicion ordinaria una parte del carbono, ó bien añadiendo al hierro, cierta cantidad de dicho metaloide.

Composicion media del hierro, acero, y fundicion de hierro.

	Fundicion obtenida con carbon vegetal.			
	Hierro.	Acero.	Gris.	Blanca.
Hierro.	99,51. .	99,18. .	95,90. .	94,58
Carbono.	0,24. .	0,71. .	2,20. .	2,50
Silicio.	0,25. .	0,05. .	1,00. .	2,59
Manganeso.	indicios. .	indicios. .	indicios. .	0,40
Fósforo.	indicios. .	0,06. .	0,90. .	0,55
	100,00	100,00	100,00	100,00

Llámanse *acero natural*, al obtenido, bien sea por la descarburacion del hierro fundido, ó bien al que puede resultar directamente por el método catalan; y *acero por cementacion*, al que se prepara por la carburacion del hierro.

La masa metálica, obtenida de las forjas catalanas nunca es totalmente acerada, sino de una manera parcial: pero como el acero se vuelve frágil por la operacion del temple, puede muy bien eliminarse el hierro del acero, enfriando de una manera brusca esta masa y sometiéndola acto continuo al choque del martillo, entendidamente aplicado; con lo que quedará fraccionado en dos partes el hierro dulce y el acerado.

El acero de cementacion, se obtiene calentando el hierro de buena calidad con carbon finamente pulverizado en cajas de ladrillo refractario.

Propiedades genéricas del acero. El acero es brillante, capaz de adquirir un hermoso pulimento, muy ductil y maleable; su textura es granugienta, pero fina y coherente; su densidad es un poco menor que la del hierro: calentado á la temperatura roja y enfriado poco á poco, conserva todas sus propiedades físicas; pero bruscamente enfriado, como por ejemplo, mediante la inmersión en agua fria, se vuelve duro y quebradizo; propiedad que le distingue del hierro dulce.

La dureza que el acero adquiere por el temple, está en razon de la celeridad del enfriamiento y de la diferencia de la temperatura del metal respecto del medio ambiente en que la operacion se ejecuta: condiciones esenciales que tan cumplidamente llenan los diestros operarios de nuestra reputadísima fábrica de armas blancas de Toledo, cuya fabricacion podemos reasumir (con arreglo á los apuntes que personalmente tomamos en ella) en los detalles siguientes:

1.º Corte y distribucion, á los operarios forjadores, de las barras de acero en bruto que se han de trabajar con arreglo al objeto propuesto.

2.º Forjadura por dos operarios, y en cada horno, de las barras anteriores hasta formar por el fuego y trabajo de yunque la hoja de espada (por ejemplo) con su espiga correspondiente.

5.º Enrojecimiento de la pieza elaborada.

4.º Inmersión de ella en el agua del Tajo, contenida en pilas de granito (temple del acero).

5.º Nuevo enrojecimiento, en la fragua, del objeto templado.

6.º Pulimento y formación del corte, en piedras de afilar, movidas por el agua del citado río.

7.º Montura y adorno de los objetos fabricados.

Para dar al acero el temple deseado, suelen algunos obreros inmergir el acero en agua fría, cuando está enrojecido al máximo de temperatura, y luego vuelven á calentarle gradualmente hasta que aparece el color correspondiente al temple propuesto.

Hé aquí los diversos matices que se presentan por este medio en el acero, y las temperaturas á que corresponden :

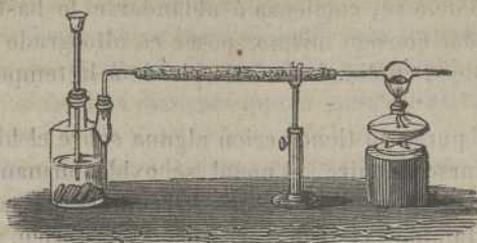
Coloraciones graduales que el acero templado manifiesta á diferentes temperaturas.

Amarillo de paja.	+ 220°.
Amarillo de oro	+ 240°.
Pardo-amarillento.	+ 255°.
Purpúreo.	+ 265°.
Azul claro.	+ 285°.
Azul de añil.	+ 295°.
Azul muy oscuro.	+ 315°.
Verde de agua.	+ 332°.

El acero damasquinado (procedente en otro tiempo de Damasco), no es más que el acero común, en el que no se halla distribuido el carbono de una manera uniforme; razón por la que no bien se vierte un ácido, como por ejemplo el sulfúrico, queda en libertad el carbono de la superficie, con el aspecto característico que le distingue.

Hierro puro ($\text{Fe} = 28$). Por ninguno de los procedimientos descritos, se obtiene el hierro químicamente puro: para prepararle bajo este estado, es preciso someter el óxido ó cloruro férrico á la influencia simultánea del calor y una corriente de hidrógeno seco. Con este objeto, podemos hacer uso del apa-

rato indicado por la adjunta figura, el cual consta, como se



(Fig. 40).

vé, de un frasco productor de hidrógeno mediante el zinc, agua y ácido sulfúrico, y en comunicacion, primeramente, con un tubo desecador lleno de cloruro de calcio y despues con el óxido ó el cloruro bien desecado y contenido en la bola de cristal, que aparece calentada con una lámpara de alcohol.

El hierro obtenido de este modo, se presenta bajo la forma de un polvo negro, muy dividido y dotado de la propiedad de arder, produciendo chispas brillantes, al contacto del oxígeno del aire, lo que equivale á decir que es piróforo; por cuya razon y atendiendo al autor del método descrito, que es Magnus, se llama á este cuerpo, *hierro piróforo de Magnus*: segun los profesores de medicina más esperimentados, parece que el hierro dado bajo esta forma con el azúcar de leche, fosfatos de cal gelatinosos, etc., constituye el mejor medicamento de hierro, en especial para los niños, en todos aquellos casos en que se halla indicado dicho cuerpo como tónico ó reconstituyente.

Por lo demás, tambien puede obtenerse el hierro puro, fundiendo un hierro de escelente calidad (alambres, ó cuerdas de instrumentos músicos como bandurria ó clavecin) con óxido férrico y vidrio molido: aqui sucede, que el vidrio hace veces de fundente y el óxido quema con su oxígeno el carbono, fósforo y silicio contenidos en el metal ordinario. Los productos fijos de la oxigenacion, forman escoria con el fundente, y cubriendo al boton de hierro reducido impiden la accion sobre él, del oxígeno atmosférico.

Caractéres del hierro químicamente puro. El hierro cristaliza en el sistema cúbico: su color es blanco argentino; su

densidad = 7,34. Fusible á la temperatura más elevada que puede conseguirse en un buen horno de viento: á 950°, del termómetro de aire, comienza á ablandarse lo bastante para poderse soldar consigo mismo: posee en alto grado la propiedad magnética, cualidad que solo pierde á la temperatura rojo-blanca.

El agua pura, no tiene accion alguna sobre el hierro; pero con el concurso del aire, el metal se oxida formando lo que vulgarmente se denomina orin ó herrumbre, á cuyo hecho contribuye tambien el ácido carbónico atmosférico, por la tendencia que tiene á formar un carbonato ferroso, el cual es luego descompuesto, por la accion del oxígeno del aire, en hidrato de óxido férrico, con desprendimiento de ácido carbónico: no bien comienza la oxidacion del hierro, esta se estiende rápidamente por toda la masa, en virtud de la accion eléctrica que se establece; pues entre el metal y el óxido formado constituyen, por su contacto, un par voltaico que determina la descomposicion del agua: y entonces contribuye el oxígeno de esta á la oxidacion que inició el del aire bajo la influencia del ácido carbónico. Por manera que, este ácido y la humedad son la causa inicial de la oxidacion, y la electricidad la complementaria.

La intervencion del fluido eléctrico, en la formacion de la herrumbe, explica la presencia del amoniaco en ella, supuesto que al descomponerse el agua y al unirse su oxígeno con el metal, el hidrógeno se combina con el nitrógeno disuelto en el agua y forma amoniaco.

El hierro puede ser preservado de la oxidacion indicada, mediante los álcalis, el borax, los aceites secantes, ó bien cubriéndole con una capa de estaño (ojalata) ó de zinc (hierro galvanizado).

El hierro incandescente, descompone el agua apoderándose del oxígeno y dejando el hidrógeno en libertad; reduce los óxidos de las cuatro últimas secciones, y en fin, descompone aun en frio los hidrácidos, uniéndose al radical halógeno y dejando libre el hidrógeno. Puesto el hierro en contacto del ácido nítrico, ofrece un fenómeno bastante singular: en efecto, si se sumerge una lámina de hierro en el ácido ordinario, al punto se desarrolla una reaccion muy viva; pero si acto continuo vuel-

ve á introducirse dicha lámina en el ácido nítrico fumante, cesa toda reaccion, aconteciendo lo mismo aun cuando se sumerja de nuevo en el ácido ordinario á cuyo contacto fué tan vivo el anterior efecto siendo indispensable que transcurra algun tiempo para que vuelva á reproducirse la accion mencionada. Este hecho, se esplica diciendo que el metal se ha cambiado en hierro pasivo.

Schöenbein, atribuye la causa de este fenómeno al ácido nítrico que constantemente acompaña al ácido nítrico fumante; pero nosotros creemos que en virtud de la electricidad desarrollada en la primera reaccion, el hierro se cambia en un estado alotrópico particular (pasivo), semejante á los que hemos visto ofrecen todos los cuerpos fundamentales del organismo: además, el hierro presenta este mismo fenómeno cuando se le pone en contacto con otros líquidos, como acético cristallizable, el alcohol anhidro, el amoniaco, las soluciones alcalinas y el sulfuro de potasio. Admitiendo este nuevo estado alotrópico del hierro, al que vá unida la circunstancia dicha, podemos esplicar otros hechos del mismo orden y que sin duda son debidos tambien á una causa idéntica; tales son, el no descomponer el hierro la disolucion alcohólica de nitrato cúprico, ni precipitar al cobre disuelto en el amoniaco etc. y hasta la misma aceracion.

Combinaciones del hierro con el oxígeno.

El hierro y el oxígeno se unen en varias proporciones, constituyendo diferentes óxidos, de los que los más principales son los cuatro compuestos siguientes:

FeO = óxido ferroso (protósido).

Fe^2O^3 = óxido férrico (sesquióxido ó peróxido).

Fe^3O^4 = óxido magnético (salino, ó ferroso-férrico).

FeO^3 = ácido férrico.

Oxido ferroso (FeO = 56. Es imposible obtener puro el óxido ferroso por via húmeda, atendida la facilidad con que absorbe el oxígeno del aire y pasa á hidrato de sesquióxido: en efecto, cuando se trata por un álcali una disolucion de sal ferrosa y aunque se evite con el mayor cuidado al acceso del aire, se forma en el primer momento un precipitado blan-

co sucio de hidrato de óxido ferroso que pasa á verde y vá sucesivamente oscureciendo hasta transformarse en un precipitado pardo rojizo de hidrato de óxido férrico. Respecto al óxido ferroso obtenido por via seca, tambien resulta casi siempre con algo de sesquióxido.

Siempre que el óxido ferroso hidratado, pasa á sesquióxido, se forma amoniaco; de modo que es muy probable suceda en este caso una cosa análoga á la que tiene lugar, cuando el hierro se oxida en presencia del aire húmedo, que el agua se descompone y mientras su oxígeno se dirige al hierro, el nitrógeno naciente se combina con el ázoe y produce amoniaco.

El óxido ferroso es una base muy enérgica que satura con intensidad las bases, por cuya razon las sales ferrosas no ofrecen la acidez que en general presentan las férricas: además, la accion de los álcalis sobre una disolucion salina constituida de los dos óxidos, prueba la mayor basicidad del óxido ferroso mencionada. En efecto, vertiendo gota á gota amoniaco débil, en una disolucion diluida y caliente de sulfato ferroso y férrico, no se precipita la más leve porcion de óxido ferroso, hasta tanto que haya sido precipitado todo el óxido férrico.

El agua disuelve $\frac{1}{150,000}$ de óxido ferroso: la disolucion posee un sabor ferruginoso muy pronunciado.

Lo mismo el óxido ferroso que el férrico, existen con estrema abundancia en la naturaleza, hasta el punto de ser casi imposible analizar una sustancia mineral ú orgánica, sin caracterizar en ella la presencia del hierro oxidado: las tierras del sub-suelo y por consiguiente resguardadas del contacto directo del aire, contienen por lo general el hierro en el estado de protóxido, mientras que las expuestas en la superficie á la accion inmediata de la atmósfera, poseen el metal peroxidado. Los surcos que el arado deja en las tierras, facilitan en extremo, por la renovacion de superficies, el tránsito del óxido ferroso, existente en el sub-suelo, á óxido férrico, á cuya formacion acompaña la del amoniaco, y la preciosa cualidad oxigenante ulterior del referido peróxido, semejante en cierto modo, respecto de la nutricion de las plantas, á la que originan en el organismo humano los glóbulos de la sangre arterial.

Oxido férrico ($\text{Fe}^2\text{O}^3 = 30$). La materia que da la colora-

cion roja ó amarillenta á las arcillas y á los ocre, es el óxido férrico: la hematites roja y el hierro oligisto ó especular, son igualmente sesquíóxidos de hierro.

En la naturaleza se halla con frecuencia en el estado de hidrato: tal es tambien la herrumbre ú orin que cubre el hierro cuando ha sido expuesto al aire húmedo. Puede obtenerse este peróxido anhidro é hidratado. El óxido anhidro resulta perfectamente puro, descomponiendo á unos 500° el oxalato ferroso, obtenido tratando una disolucion concentrada de sulfato ferroso puro por ácido oxálico; se filtra el producto por un lienzo, y se lava, deseca y calcina sobre una placa de hierro apropósito: por este medio resulta un óxido férrico anhidro, tan fino y bueno que sustituye perfectamente con grande ventaja al peróxido de hierro, llamado rojo, de Inglaterra, empleado para pulimentar el vidrio, limpiar metales, como las placas daguerreotípicas, y para afilar las navajas de afeitar (*pasta Emeril*).

Puede obtenerse igualmente el óxido férrico descomponiendo por la accion del calor el nitrato férrico; en este caso resulta un óxido de color cárdeno (*colcotar*). Finalmente, queda como residuo ó *caput mortum*, dicho compuesto, cuando se calcina el sulfato ferroso para preparar el ácido sulfúrico de Nordhausen.

Respecto al *óxido férrico hidratado*, nos es muy fácil obtenerle precipitando, por un exceso de amoníaco, una sal férrica, por ejemplo, el nitrato ó cloruro: en este caso se forma un precipitado amarillo rojizo, constituido por un conjunto de glóbulos eslabonados, muy semejantes á un coágulo albuminoso. Lavado y calcinado este óxido, deja un residuo de óxido férrico. El hidrato de óxido férrico, destinado á combatir los efectos del envenenamiento por el ácido arsenioso ó arsénico, se prepara en virtud de las operaciones siguientes:

1.^a Disolver el sulfato ferroso en agua y concentrar por evaporacion el líquido.

2.^a Añadir ácido nítrico hasta tanto que no haya desprendimiento de vapores nitrosos.

3.^a Agregar ácido sulfúrico al líquido peroxidado para neutralizar hasta ligera acidez la base férrica obtenida, y cuya capacidad de saturacion, para formar sulfato neutro, es muy

distinta de la del óxido ferroso. En efecto, $\text{FeO}, \text{SO}^3 =$ sulfato ferroso neutro: $\text{Fe}^2\text{O}^3, 5\text{SO}^3 =$ sulfato férrico neutro.

4.^a Precipitación por el amoníaco en exceso, del hidrato de óxido férrico ($\text{Fe}^2\text{O}^3, 5\text{SO}^3 + \text{ag} + 5\text{NH}^3\text{HO} = 5\text{NH}^4\text{O}, \text{SO}^3 + \text{Fe}^2\text{O}^3, \text{ag}$).

5.^a Locion, con agua caliente, del producto hasta que desaparezca de este la más mínima huella de amoníaco.

Para conocer la cantidad de óxido real, contenida en una dada de este hidrato, se pesa cierta porción de ella, se deseca á la estufa á una temperatura de 200° , hasta que ya no pierda nada de su peso: la diferencia entre ambas pesadas, indicará las dosis respectivas de agua y óxido real; y en fin, una simple proporción dirá al operador, cuánto hay, en 100 partes, de una y otra sustancia.

El óxido férrico obtenido por vía húmeda y desecado en el vacío, contiene equivalente y medio de agua de hidratación, precisamente como la herrumbre anhidra: calcinado al rojo-blanco, pierde poco á poco su oxígeno y se transforma en óxido magnético. Preparado por vía húmeda es fácilmente reducible por el hidrógeno, obteniéndose como residuo el hierro piróforo de Magnus, de que anteriormente nos hemos ocupado.

El óxido férrico es isomorfo con la alúmina, á quien reemplaza en todas proporciones, tanto en los alumbres como en los demás compuestos salinos.

Haciendo atravesar aisladamente por el óxido férrico calentado al rojo, mezclas constituidas por uno, dos ó tres volúmenes de hidrógeno, se obtiene siempre óxido ferroso, (FeO), es decir, que se desprende $\frac{1}{3}$ del oxígeno contenido en el sesquióxido (Fe^2O^3). Pero una mezcla formada de un volumen de vapor de agua y cuatro de hidrógeno, reduce completamente el sesquióxido al estado metálico, con la circunstancia de que dirigiendo sobre el metal las tres primeras mezclas, no se manifiesta la menor acción entre ambos cuerpos: por consiguiente, hay un perfecto equilibrio entre la acción inversa del agua y la del hidrógeno cuando actúan en diversas proporciones, sobre el hierro ó sobre el protóxido.

Finalmente, una mezcla en volúmenes iguales de ácido carbónico y de óxido de carbono produce también óxido fer-

roso actuando sobre el sesquióxido, mientras que no ejerce accion alguna sobre el hierro metálico.

Empleo médico del óxido férrico hidratado. Segun las observaciones de algunos prácticos distinguidos, este medicamento produce á altas dósís los efectos antitóxicos que se le asignan: Guibourt, entre otros profesores, dice que una parte de ácido arsenioso necesita cuatro partes de este hidrato.

Estado alotrópico del óxido férrico. Hirviendo durante 7 ú 8 horas, agua que tenga en suspension óxido férrico hidratado, se observa que el color del óxido, al principio amarillo ocráceo, se vuelve rojo ladrillo al propio tiempo, que cambia su composicion desde $2\text{Fe}^2\text{O}^3 + 5\text{HO}$, á $\text{Fe}^2\text{O}^3 + \text{HO}$: además, y no obstante el ser hidratado, apenas le disuelve el ácido nítrico concentrado é hirviendo, ni tampoco es soluble, en iguales circunstancias, en el ácido hidroclórico sino despues de una digestion muy prolongada: bajo semejante estado, no ofrece el fenómeno de la incandescencia, aun cuando se le caliente al rojo oscuro; y en fin, puesto en contacto con una mezcla de ácido tártrico y ferrocianuro potásico, no se transforma en azul de Prusia como lo verificaba antes de la ebullicion.

Oxido ferroso-férrico, ó magnético. ($\text{Fe}^3\text{O}^4 = \text{FeO}, \text{Fe}^2\text{O}^3 = 116$). Existe en la naturaleza una sustancia ferruginosa denominada *óxido magnético*, que cuando esté cristalizada se presenta bajo la forma de un octaedro regular: la composicion de este cuerpo exige colocarlo entre el óxido ferroso y el férrico; aunque en rigor debe ser considerado como un óxido salino constituido por la union de una molécula de cada óxido.

Puede obtenerse á voluntad este óxido, bien sea haciendo pasar una corriente de vapor á través de alambres de hierro enrojecido, ó bien tratando por la potasa una disolución de equivalentes iguales de ambas sales, es decir, á base ferrosa y férrica.

Obtenido por este método, se presenta bajo el estado de un polvo negro atraible por el iman, y capaz de ser fundido á una alta temperatura sin descomponerse: disuelto en los ácidos y evaporada la disolucion produce constantemente una mezcla de las dos sales.

Este óxido es uno de los minerales más abundantes en la

naturaleza, y el que suministra el hierro de mejor calidad: el iman natural está casi constituido por dicho compuesto.

Acido férrico FeO^3 . El ácido férrico isomórfico con el ácido mangánico, no puede separarse de las bases con quien se halla combinado, por lo menos segun el único procedimiento conocido, y que por vez primera publicó Fremy: en efecto, cuando se quiere aislar el ácido férrico se descompone en óxido férrico y en oxígeno. Se obtiene el ferrato de potasa, vertiendo en un crisol calentado al rojo una mezcla de nitrato potásico y limaduras de hierro, ó bien pasando una corriente de cloro á través de una disolucion alcalina que tenga en suspension el óxido férrico hidratado ($5\text{KO} + 3\text{Cl} + \text{Fe}^2\text{O}^3 = 3\text{KCl} + 2\text{KO}, \text{FeO}^3$). La disolucion del *ferrato potásico*, es de un hermoso, color rojo, y muy oxidante; se separa la sal añadiendo mucha potasa, en cuyo álcali es insoluble el ferrato.

Sulfuros de hierro. Aunque son muy numerosas las combinaciones del hierro, con el azufre (lo menos hay 7), solo nos ocuparemos aquí de las tres siguientes:

1.º Sulfuro ferroso, ó protosulfuro = FeS .

2.º Sulfuro férrico, ó bisulfuro = FeS^2 .

3.º Piritá magnética natural = $5\text{FeS} + \text{Fe}^2\text{S}^3$.

Sulfuro ferroso ($\text{FeS} = 44$). Puede obtenerse este cuerpo, bien sea tratando una sal ferrosa por el sulfidrato de amoníaco, ó bien calentado en vasijas cubiertas una mezcla de azufre y de hierro, en láminas delgadas: preparado por este último medio, se presenta bajo el aspecto de masas frágiles y con algo de lustre metálico, mientras que obtenido por precipitación es negro, pulverulento, y absorbe el oxígeno del aire con suma facilidad.

El azufre y el hierro en limaduras, se combinan con mucha energía cuando se hallan convenientemente humedecidos: á veces es tan intensa la union, que la masa aparece incandescente. Lemery, quiso explicar, mediante este fenómeno curioso, la causa de los volcanes, por cuya razon se denominaba antes á este compuesto volcan de Lemery: ello es cierto que cuando se opera sobre grandes masas, es tal el calor que se desarrolla, que pueden ocurrir incendios. Es muy frecuente hacer esta mezcla en los laboratorios de quimica para obtener el hidrógeno sulfurado, pero casi siempre vá éste mezclado

con hidrógeno resultante de la acción del oxácido ó hidrácido sobre el metal libre que acompaña al sulfuro.

Sulfuro férrico ($\text{FeS}^2 = 60$). Bajo los nombres de *pirita blanca amarilla y prismática*, ó bajo el de *hierro sulfurado cúbico*, existe una combinación natural compuesta de un equivalente de hierro y dos de azufre: la *pirita prismática*, que por cierto no es muy abundante, posee tal dureza que dá chispas con el eslabon, siendo su densidad = 5,0; y en fin, es muy alterable al aire, mientras que hay otras que resisten la acción oxigenante de la atmósfera en virtud de la que el sulfuro pasa á sulfato; industria que tan perfectamente explotan en Bohemia para la fabricación ulterior del ácido sulfúrico de Nordhausen.

La presencia de la *pirita prismática* (que, como dejamos dicho, es tan alterable) en el seno de los exquisitos existentes en las minas de hulla, es causa de los incendios espontáneos que con alguna frecuencia se observan en ciertos países. Wohler ha hecho la curiosa observación de la analogía que existe entre las densidades de las dos piritas octaédrica y prismática, respecto de la que se observa entre los dos estados alotrópicos del azufre octaédrico, y prismático.

En efecto:

5,0	:	4,74	::	2,066	:	1,962
Pirita cúbica.		Pirita prismática.		Azufre octaédrico.		Azufre prismático.

La *pirita ordinaria*, ó *cúbica*, se cambia en *pirita magnética* cuando se la calcina en vasos cerrados: calentada al aire libre, se oxida y transforma en sulfato.

Pirita magnética natural ($5\text{FeS} + \text{Fe}^2\text{S}^3 = 524$). Se presenta este sulfuro bajo la forma de prismas exaedros regulares: se denomina *magnética* porque actúa sobre la barra imantada; tiene un color bronceado y aun cuando no ofrece una composición constante, puede decirse que en general consta de siete equivalentes de hierro por ocho de azufre.

Puede obtenerse artificialmente, calentando hasta el rojo blanco una barra de hierro inmersa en un crisol lleno de

azufre fundido: la pirita magnética queda reunida en el fondo del crisol.

Acción fisiológica del hierro y de sus preparaciones en el hombre sano. El hierro piróforo, es la forma bajo la que este metal se asimila más prontamente en el organismo, supuesto que se conocen ya sus efectos á las 48 horas de tomado, al paso que las demás preparaciones marciales, interiormente, no producen efectos tan prontamente sensibles; solo á los 8 ó 15 días, se manifiesta una sensacion de plenitud (plétora), que produce una enfermedad indefinible. La cabeza pesada y con dolores, la inteligencia menos clara; en una palabra, sobrevienen los caracteres de la plétora sanguínea. No existe la fiebre ni excitacion propiamente dicha, ni modificacion en las secreciones. En el estómago, los compuestos de hierro producen poco efecto; se disminuye el apetito muy amenudo; hay pesadez en el estómago, y eruptos que huelen á huevos podridos, diarreas, y lo más frecuente, constipacion. Es astringente, modera la supuracion de las úlceras, apresura la cicatrizacion de las llagas y tempera las hemorragias: en este caso, las preparaciones solubles son las más enérgicas.

Acción terapéutica de las preparaciones ferruginosas. Las preparaciones de hierro, convenientemente administradas, son en cierto modo el específico de la clorosis y de los numerosos accidentes que la acompañan; modera igualmente las hemorragias uterinas independientes de la plétora, y modera, en fin, las diversas hemorragias que sobrevienen á los que padecen la clorosis.

Los miasmas productores de las fiebres intermitentes (*en-toxicacion aerea*) antes de desarrollar su accion tóxica modifican la sangre á semejanza de la clorosis; pasado cierto tiempo, los enfermos, particularmente las mujeres, caen en un estado anémico muy pronunciado; estas enfermedades ceden pronto al hierro administrado en union con las preparaciones de química, particularmente el sulfato, porque entonces no hay accion química entre los elementos de que constan dichos medicamentos lo cual sucedería en la química pura.

En las enfermedades externas las preparaciones de hierro se usan como astringentes; retiran la sangre de los tegidos con quienes se ponen en contacto, interrumpiendo ó modificando

las secreciones, atemperando las hemorragias, y favoreciendo la resolucion de infartos. En estas circunstancias se emplean principalmente las preparaciones solubles.

Modo de administrar los compuestos de hierro y dosis. El hierro reducido por el hidrógeno (hierro piróforo ó de Magnus) no debe contener más que este cuerpo; se dá desde j á ξ β gr. al principio de cada comida en una cucharada de sopa: pastillas de azúcar, de leche, sobre todo para los niños etc. Se hacen además píldoras, electuarios, etc.

Las limaduras de hierro, el óxido férrico magnético, el azafran de hierro astringente, el ocre negro, se dan del mismo modo y en iguales dosis que el hierro reducido por el hidrógeno. El sesquióxido de hierro ó el sobreóxido obran como el hierro reducido y se receta tambien en las mismas dosis. Entra en la composicion del famoso emplasto de Cavet útil para las úlceras atónicas y las heridas supurantes de mal carácter.

Una de las mejores preparaciones marciales es la que resulta de abandonar varios clavos de tamaño regular y por algunos dias á la accion del agua potable y muy aireada.

Sales haloideas de hierro.

Aunque son tambien muy numerosas las combinaciones que forma el hierro con los cuerpos halógenos, solo nos ocuparemos en este lugar de los cloruros y ioduros de hierro.

Cloruro ferroso ($\text{FeCl} = 65,45$). Se obtiene el cloruro ferroso por vía seca, ó tratando el hierro en exceso por ácido hidrocórico: para esto se colocan alambres de hierro dentro de un tubo de porcelana, y sometido éste á una temperatura roja, se hace pasar á través de él una corriente de gas clorhídrico. El cloruro ferroso, se condensa bajo la forma de escamas brillantes en la parte fria del tubo.

Para obtener el cloruro ferroso, por vía húmeda, se disuelve dentro de un matrás; alambre de hierro en exceso, se añade ácido hidrocórico y se calienta: decantado el líquido, evaporado á sequedad y disuelto nuevamente en agua destilada, dá por concentracion cristales verdosos derivados de un prisma romboidal oblicuo, con cuatro equivalentes de agua ($\text{FeCl} + 4\text{ag}$).

En el estado anhidro, es volátil, ligeramente amarillento, soluble en el agua y en el alcohol; y en fin, consta en 100 partes de:

44,12	=	hierro.
55,88	=	cloro.
100,00		

Accion terapéutica del cloruro ferroso. Se emplea para preparar el agua gaseosa de hierro para lo cual se ponen 20 gramos de cloruro de hierro en una botella de agua de Seltz artificial. Se toma en las comidas pura ó mezclada con vino rancio, se empieza por $\frac{1}{4}$ de botella en cada comida y si los enfermos la soportan bien se lleva la dosis hasta media botella. La tintura se prepara disolviendo una parte de este cuerpo en seis de alcohol.

Cloruro férrico ($\text{Fe}^2\text{Cl}^3 = 162,29$). Puede igualmente prepararse este compuesto por via seca y húmeda: en el primer caso, no hay más que sujetar el hierro, sometido como en el caso anterior al calor rojo á una corriente en exceso de gas cloro. Ambos cuerpos se unen con incandescencia, sublimándose el producto resultante en tablas cristalinas de un brillo semi-metálico: obtiéndose el cloruro férrico, por via húmeda, disolviendo el sesquióxido en el ácido hidroclicórico ó bien el hierro en el agua régia y concentrando la disolucion. Por el enfriamiento aparecen láminas romboédricas de un hermoso color amarillo, correspondientes á la fórmula $\text{Fe}^2\text{Cl}^3 + 6\text{ag}$.

El cloruro férrico anhidro es volátil, muy delicuescente y soluble en el agua, alcohol y éter: el vapor de agua le transforma en ácido hidroclicórico y *hierro especular* (sesquióxido anhidro), lo que hace suponer á Gay-Lussac que este óxido ha podido formarse de igual modo en la naturaleza.

El cloruro férrico en disolucion concentrada, es muy preconizado como excelente hemostático (coagula la albúmina): además, segun gran número de esperimentos, parece que puede usarse sin riesgo alguno al exterior é interior, y finalmente, que es muy buen modificador terapéutico de las membranas mucosas en los catarros bronquiales, blenorragias, leucorreas etc.

Diluido el cloruro férrico en 4 á 5 por 100 de ácido hidroclórico, puede reemplazar al ácido nítrico en la pila de Bunsen: y si en vez del ácido sulfúrico se emplea una disolucion concentrada de sal comun, se obtiene una corriente más débil que la producida ordinariamente por la pila de Bunsen, pero más constante que la de Daniell: el cloruro férrico contiene en 100 partes.

54,57 = hierro.

65,45 = cloro.

100,00

Ioduro ferroso (FeI = 154). Esta sal corresponde al proto-cloruro, y se obtiene calentando una mezcla de limaduras de hierro en exceso, agua y iodo; filtrada la disolucion y evaporado el liquido hasta la consistencia debida, aparecen cristales verdosos con cuatro equivalentes de agua (FeI + 4ag). Se prepara el ioduro férrico disolviendo el hidrato de peróxido en el ácido hidroiódico, ó bien, y es mucho más sencillo, siguiendo el mismo método del ioduro ferroso, con la única diferencia de añadir exceso de iodo en vez del exceso de limaduras antes recomendado.

Accion terapéutica del ioduro ferroso. Se obtienen buenos resultados administrándole á la dosis de 2 á 10 gr. diarios en las escrófulas; como emenagogo y en la amenorrea de la cloritis: finalmente, en todos los demas casos en que las preparaciones de hierro son útiles, y sobre todo en las leucorreas.

Cianuros de hierro.

El cianógeno forma con el hierro los mismos compuestos que el cloro, es decir, un cianuro ferroso, otro férrico, y en fin, hasta un cianuro salino análogo al óxido de hierro magnético: poco ó ningun interés ofrecen por si mismos estos compuestos halógenos; asi que hubiéramos prescindido de ellos, sino fuera por la importancia que presentan combinados con los cianuros metálicos, no solamente bajo el punto de vista de su frecuente empleo en los laboratorios y en la industria, sino tambien por el grande interés científico que su estudio envuelve. Sin embargo, solo nos haremos cargo en este lugar de los tres

cianuros siguientes en donde el hierro entra como elemento constituyente.

- 1.º Prusiato amarillo de potasio
- 2.º Prusiato rojo de potasio.
- 3.º Azul de Prusia.

Ferrocianuro de potasio, prusiato amarillo de potasio, cianuro ferroso-potásico etc. ($K^2FeCy^3 + 5ag = 211,88$) Ya digamos al hablar del cianuro potásico, que en Inglaterra obtenian en grande escala este compuesto, haciendo pasar aire privado del oxígeno (por el carbon enrojecido) ó lo que es lo mismo, el nitrógeno del aire, á través del carbon embebido de carbonato potásico y calentado al rojo, con lo que resulta cianuro potásico; pues bien, réstanos añadir ahora, que disuelto este cianuro en agua que tenga hierro, por ejemplo, el carbonato nativo, ó hierro espático, se forma un compuesto de hierro, potasio y cianógeno, que despues de haber cristalizado por evaporacion, se expende al comercio bajo el nombre de *prusiato amarillo de potasio*: en otros paises (Francia) se fabrica este producto preparando préviamente un carbon muy nitrogenado, mediante la calcinacion de ciertas sustancias animales, como la carne desecada: la piel, el cuero, etc. Proyectado este carbon en el carbonato potásico, fundido en calderas de hierro, produce una sustancia que tratada por el agua hirviendo, abandona por el enfriamiento prusiato amarillo de potasio: por último, puede prepararse esta sal en nuestros laboratorios descomponiendo el azul de Prusia, en suspension en el agua hirviendo, por una disolucion de carbonato potásico, la cual debe añadirse hasta que ya no haya la menor huella de color azul en el líquido sino que todo él ofrezca un color amarillo claro ó ligeramente oscuro.

El hierro del prusiato de potasio obtenido por el método inglés procede del que agregan al líquido en que disuelven el cianuro, mientras que por el método francés, es debido al de los utensilios con que operan.

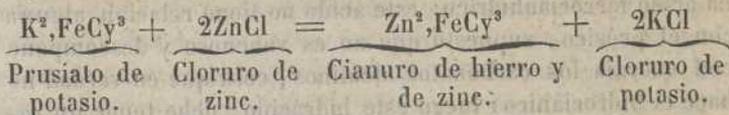
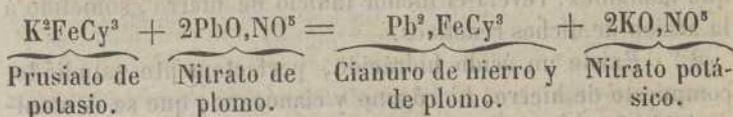
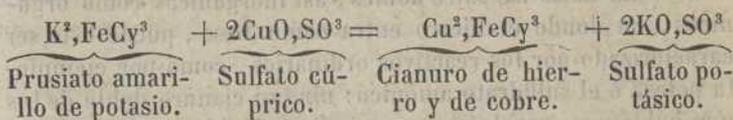
Liebig ha dado la teoría de la produccion de esta sal, estableciendo que el hierro se introduce en la masa del carbon alcalinizado durante la calcinacion, y que despues se oxida á espensas del oxígeno atmosférico, por su contacto prolongado con el agua hirviendo; por manera, que en ambos casos la

formacion del prusiato amarillo de potasio es el resultado de la accion del cianuro de potasio sobre el óxido de hierro.

Propiedades del prusiato amarillo de potasio. Esta sal cristaliza en prismas de cuatro caras, ó más bien tablas, cuya forma primitiva es el octaedro: su sabor es primeramente azucarado y luego amargo, y en fin salado. Contiene 18,8% de agua que pierde antes de los 260°, es soluble en cuatro veces su peso de agua fria, y en dos solamente de agua hirviendo; es insoluble en el alcohol é inalterable al aire.

Sometido á una alta temperatura, el prusiato de potasio se descompone en nitrógeno, cianuro de potasio y carburo de hierro ($K^2,FeCy^3 = 2KCy + N + FeC^2$): calentado con los cuerpos oxigenantes se descompone, como queda dicho, con la única diferencia de que en vez de cianuro se produce cianato de potasa. Casi todas las sales metálicas solubles descomponen su disolucion, originándose precipitados, que casi siempre ofrecen coloraciones diversas muy características, por cuya razon se emplea tan frecuentemente como uno de los mejores reactivos. Todos estos precipitados presentan una composicion que por lo general corresponde á la del prusiato que los ha producido, con la única diferencia de que el potasio es reemplazado por una cantidad equivalente de metal, que se halla en la disolucion salina.

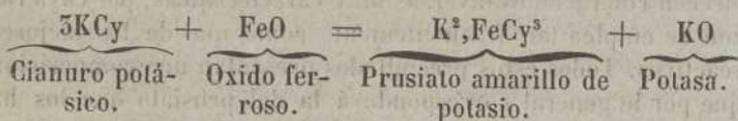
Hé aqui algunos ejemplos de esta notable reaccion:



Teorias relativas á la constitucion racional del prusiato amarillo de potasio. Dos son las opiniones teóricas que en nues-

tro juicio debemos discutir aquí, respecto á la composición racional del cuerpo que nos ocupa: la primera, desechada ya por todos los químicos modernos, es la que pretende considerar al prusiato de potasio y sus análogos como sales dobles, es decir, como cianuros ferroso-potásico, ferroso-cuprico, ferroso-plúmbico, etc.; la segunda, debida á Liebig y generalmente aceptada en casi todas las obras del día, consiste en admitir que dichos compuestos están constituidos por los metales respectivos y un radical halógeno compuesto é hipotético, formado por la unión del hierro con el cianógeno, que el célebre Liebig llama ferrocianógeno, y tiene las mismas propiedades que el cloro, bromo ó cianógeno.

En cuanto á la composición empírica del prusiato amarillo de potasio, está representada por la fórmula $K^2FeCy^3 + 5ag$, con lo que puede esplicarse fácilmente su formación mediante la ecuación siguiente:



Hé aquí por lo demás, condensados los principales hechos que han servido á Liebig para defender su ingeniosa teoría, y destruir la opuesta, es decir, la de las sales dobles.

1.º En todas las sales dobles, así inorgánicas como orgánicas, en donde el hierro entra como base, puede este ser caracterizado por los reactivos ordinarios, como por ejemplo, la potasa ó el sulfidrato amónico: ningún cianuro doble de los que hablamos, revela el menor indicio de hierro, sometido á la acción de dichos reactivos.

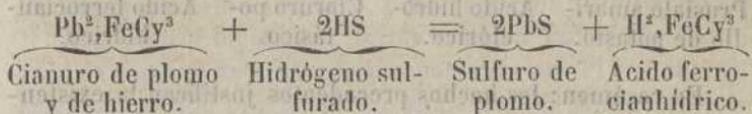
2.º Existe un ácido hidrácido, perfectamente estudiado, compuesto de hierro, hidrógeno y cianógeno, que se denomina ácido ferrocianhídrico: este ácido no tiene relación alguna con el prúsico, supuesto que no es venenoso y descompone con energía los carbonatos alcalinos, cosa que en verdad no hace el hidrocianico: luego este hidrácido, debe tener un radical particular como todos los hidrácidos, constituido por el hierro y cianógeno, en donde el hierro está de muy diverso modo que en el cloruro ó ioduro ferroso.

3.º Este hidrácido produce con los óxidos metálicos, como por ejemplo, potásico, cúprico y plúmbico, las mismas combinaciones que se obtienen por doble descomposición entre el prusiato y las sales respectivas cúpricas ó plúmbicas: de modo que, aquí, el hidrácido se conduce de igual manera que harían los hidrácidos del cloro, bromo, etc.; luego el radical en cuestion, es el que se une á los metales segun se admite, respecto de los demás cuerpos halógenos, en la química mineral.

4.º Finalmente, tratando el prusiato de potasio por el ácido hidroc্লórico, se forma cloruro potásico y el hidrácido á que nos referimos, absolutamente del mismo modo que se forma el ácido sulfídrico cuando se trata un sulfuro por un hidrácido enérgico, cuyo radical forma una combinación más poderosa con el metal unido al otro radical, inferior en energía química.

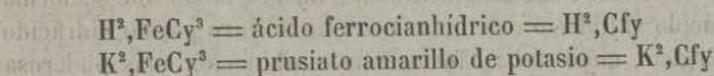
Nada más sencillo, por otra parte, que la comprobacion de esta serie de hechos: en efecto, tratando el prusiato amarillo de potasio por el sulfidrato amónico ó la potasa cáustica, no hay, segun dejamos dicho, el menor indicio de precipitado; cosa que no sucede si el hierro formara aquí sal doble, como en los alumbres y tartratos.

Sometiendo á la accion del gas sulfídrico el precipitado que se forma cuando se mezcla el prusiato amarillo de potasio con una sal de plomo (ambas sales disueltas), se obtiene sulfuro de plomo y una sustancia cuya fórmula empirica es H^2FeCy^3 : esta reaccion puede expresarse de la manera siguiente:

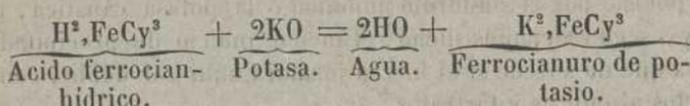


Este compuesto posee un sabor ácido; es soluble y cristallizable; descompone los carbonatos, y en todo se conduce como un hidrácido, supuesto que puede cambiar el hidrógeno por la misma cantidad equivalente de metal; por cuya razon Liebig, y con él la mayoría de los químicos, le denominan ácido ferrocianhidrico ó hidroferrocianico, asignándole la fórmula racional $H^2, FeCy^3$: este ácido es biatómico, lo cual quiere decir que una de sus moléculas descomponen dos de una base

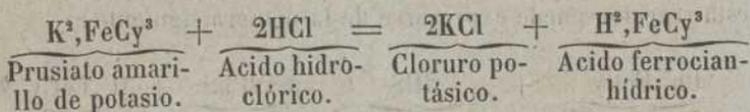
cualquiera; ó bien que dos equivalentes de su hidrógeno pueden ser substituidos por dos equivalentes de dos metales diferentes. Por consiguiente el radical de este hidrácido tiene que ser FeCy^3 , que Liebig designa con el simbolo *Cfy*, como para indicar que el hierro está entrañado en el cianógeno constituyendo el cuerpo halógeno compuesto en cuestion: en efecto, comparando este hidrácido con el prusiato de potasio, se ve que este no es más que el ácido ferrocianhídrico (H^2, Cfy) en el que todo el hidrógeno ha sido reemplazado por el metal potasio.



Además, la experiencia demuestra que puesto el ácido ferrocianhídrico en contacto con la potasa, produce prusiato amarillo de potasio, ó ferrocianuro potásico.



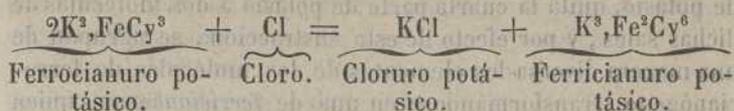
Finalmente, haciendo actuar el ácido hidroclórico sobre el prusiato amarillo de potasio, se obtiene cloruro de potasio y ácido ferrocianhídrico.



En resumen: los hechos precedentes justifican la existencia de un radical halógeno compuesto de cianógeno y hierro, y de condicion química semejante al cloro, bromo y iodo, al que designaremos con el nombre de *ferrocianógeno* y con el simbolo *Cfy*. Por consiguiente, lo mismo el prusiato amarillo de potasio que todos los precipitados producidos por doble descomposicion entre él y las sales metálicas antes citadas, no son más que *ferrocianuros* metálicos insolubles, que podemos representar por la fórmula general $\text{M}^2, \text{FeCy}^3$; ó M^2, Cfy .

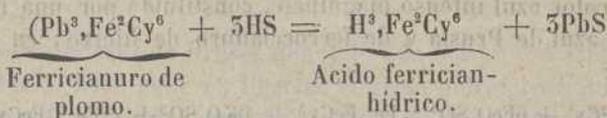
Ferricianuro de potasio, prusiato rojo de potasio, ferriciani-

do de potasio, sal de Gmelin, etc. ($K^3Fe^2Cy^6 = 329,42$). Esta sal, descubierta por el célebre profesor de Heidelberg, Gmelin, se obtiene haciendo pasar una corriente de cloro á través del ferrocianuro de potasio, hasta tanto que vertida una gota del líquido sobre una sal férrica, no produzca cambio alguno; se forma cloruro potásico á la vez que la sal en cuestion, la que puede obtenerse cristalizada concentrando convenientemente el líquido. La siguiente fórmula dá una idea de esta reaccion:



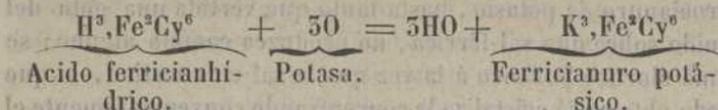
Así como por hallarse perfectamente de acuerdo los hechos observados, con las ideas de nuestro ilustre profesor Liebig, hemos adoptado el radical ferrocianógeno, y admitido que se une, tanto con el hidrógeno constituyendo el ácido ferrocianhidrico, como con los metales, para producir los ferrocianuros haloideos, en donde el hierro está *ad minimum* (Fe), como en las sales ferrosas; así tambien generalizamos, como el célebre profesor de Munich, las teorías aquí sentadas, á todos los casos en que el hierro se halle *ad maximum*, es decir, de una manera semejante á como está en las sales férricas (Fe^3). Por consiguiente, admitimos con Liebig otro radical halógeno, compuesto de dos equivalentes de hierro y seis de cianógeno, denominado *ferricianógeno* y á quien distinguiremos con la fórmula y símbolo anteriores, pero duplicado $2Cfy (= Fe^2Cy^6)$.

Este radical hipotético, forma tambien un hidrácido que se aísla como el anterior (descomponiendo por el gas sulfídrico el precipitado producido por una oxísal de plomo sobre un ferricianuro soluble), y se llama ácido *ferricianhidrico*; su composición está representada por la fórmula H^3,Fe^2Cy^6 :



El ácido ferricianhidrico produce con la potasa el ferricia-

nuro de potasa (sal de Gmelin), de la misma manera que el ácido ferrocianhídrico origina el ferrocianuro, ó sea el prusiano amarillo de potasio.

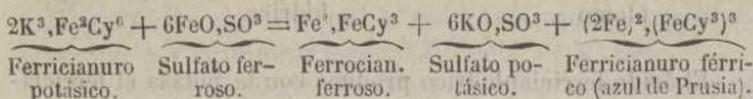


De suerte, que al reaccionar el cloro sobre el ferrocianuro de potasio, quita la cuarta parte de potasio á dos moléculas de dichas sales, y por efecto de esta sustraccion, se agrupan de una manera diversa los elementos de dos moléculas de ferrocianógeno, transformándose en una de *ferricianógeno*, quien con las tres moléculas de potasio origina el ferricianuro potásico; con las tres de hidrógeno, el hidrácido *ferricianhídrico*, (*triatómico*), y en fin; con tres moléculas de cualquiera metal un ferrocianuro metálico.

Hé aquí, por lo demás y finalmente, un cuadro comparativo de ambos radicales, de sus hidrácidos y principales compuestos:

Radical ferrocianógeno. . .	$\text{FeCy}^3 = \text{Cfy}$	Radical ferricianógeno. . .	$\text{Fe}^2 \text{Cy}^6 = 2\text{Cfy}$
Acido ferrocianhídrico .	$\text{H}^3, \text{FeCy}^3 = \text{H}^3, \text{Cfy}$	Acido ferricianhídrico .	$\text{H}^3, \text{Fe}^2 \text{Cy}^6 = \text{H}^3, \text{Cfy}^2$
Ferrocianuro de potasio. . .	$\text{K}^3, \text{FeCy}^3 = \text{K}^3, \text{Cfy}$	Ferricianuro de potasio. . .	$\text{K}^3, \text{Fe}^2 \text{Cy}^6 = \text{K}^3, \text{Cfy}^2$
Ferrocianuros metálicos. . .	$\text{M}^3, \text{FeCy}^3 = \text{M}^3, \text{Cfy}$	Ferricianuros metálicos. . .	$\text{M}^3, \text{Fe}^2 \text{Cy}^6 = \text{M}^3, \text{Cfy}^2$

El *ferricianuro de potasio* cristaliza en bellos prismas romboidales de color amarillo rojizo; es aubidro, inalterable al aire, casi insoluble en el alcohol, soluble en 58 partes de agua fria y mucho menos en la caliente: es un precioso reactivo para caracterizar la menor traza de sal ferrosa existente en las disoluciones salinas (como por ejemplo en los manantiales). Bajo la influencia de ambas sales se produce un precipido de color azul intenso magnifico, constituido por una mezcla de azul de Prusia y de ferrocianuro de hierro, en esta forma:



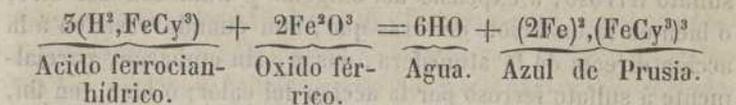
Ferricianido de hierro, *ferricianuro férrico*, ó *azul de Prusia* ($2\text{Fe}^2, (\text{FeCy}^3)^3 = 450$). Bajo el nombre de azules de Prusia, se comprenden varias sustancias, que aun cuando formadas principalmente por cianógeno y hierro, no tienen sin embargo la misma composición: el verdadero *azul de Prusia*, es el precipitado producido en una disolución férrica mediante el contacto de ferrocianuro potásico; de modo que después de esto, no deberemos considerar como legítimo azul de Prusia, por más que de ello tenga apariencia, el precipitado azul que origina en las sales ferrosas el ferricianuro potásico.

El azul de Prusia, contiene 7 equivalentes de hierro y 9 de cianógeno: algunos químicos le consideran (sin perjuicio de admitir el ferrocianógeno) como un doble cianuro, mientras que otros le juzgan como un *ferrocianuro ferricum*, semejante en cierto modo al sesquióxido.

Los primeros le asignan esta fórmula. $(\text{FeCy}^3), (\text{Fe}^2\text{Cy}^3)^2$

Los segundos esta otra. $(2\text{Fe})^2, (\text{FeCy}^3)^3$

Para los primeros, el azul de Prusia es un *cianuro salino*, es decir, la reunión de dos cianuros en los que uno hace veces de base y otro de ácido: mientras que los partidarios de la segunda opinion, que son los de la escuela *unitaria*, creen que estando constituido el ácido hidroferrocianico, ó ferrocianhidrico por un grupo molecular en donde el hidrógeno puede ser reemplazado por un metal cualquiera, el azul de Prusia no es más, en su opinion, que dicho hidrácido en el que todo el hidrógeno ha sido constituido por el hierro, en virtud de la siguiente reaccion.



Como el azul de Prusia sometido á la accion del ácido hidroclórico frio, pone en libertad el ácido hidroferrocianico, y viceversa, expuesto aquel á la accion de las bases solubles, abandona el hierro en el estado de sesquióxido, dando origen á ferrocianuros alcalinos ordinarios, nosotros consideraremos á

dicho azul de Prusia, de la misma manera que Liebig, esto es, como un sesquiferrocianuro, ó identificados con su lenguaje, como un *ferricianuro férrico*.

Por lo demás, el azul de Prusia preparado por el método ordinario, tiene siempre una composición distinta de la correspondiente á la fórmula expuesta, lo cual consiste en que en vez de emplear para su obtencion una sal férrica, se usan sales de hierro que contienen el metal bajo dos grados diferentes de oxigenacion: finalmente, el azul de Prusia, denominado *azul de Berlin*, contiene constantemente cierta cantidad de alúmina.

En igualdad de circunstancias, resulta un azul de Prusia tanto más bello, cuanto más puro es el ferrocianuro empleado.

Oxisales de hierro.

De todas las oxisales correspondientes á este metal, ninguna nos ofrece tanto interés como el sulfato ferroso, ó de protóxido, conocido vulgarmente con el nombre de *vitriolo verde*, ó *caparrosa*.

Sulfato ferroso ($\text{FeO}, \text{SO}_3 + 7\text{ag} = 450$). Puede obtenerse esta sal utilizando el producto resultante en la preparacion del hidrógeno, tratando las limaduras de hierro por el ácido sulfúrico (v. t. 1.º, pág. 99). En este caso, basta concentrar convenientemente el líquido en presencia de un exceso de limaduras, filtrar, y evaporar hasta película cristalina.

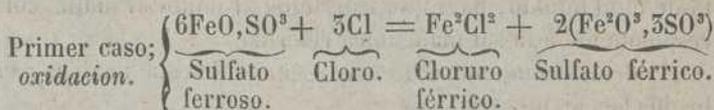
Respecto á la fabricacion en grande de esta sal, ya hemos visto que se funda en la transformacion de las piritas, en sulfato ferroso, á expensas del oxígeno y humedad del aire, ó bien en la tostacion de otras que, aun cuando resisten á la accion directa de la atmósfera, pasan, sin embargo, parcialmente á sulfato ferroso por la accion del calor; ó bien, en fin, calcinando ciertas especies de piritas en aparatos cerrados, por cuyo medio se beneficia en primer lugar parte del azufre que poseen, y luego se fabrica la caparrosa exponiendo al aire húmedo el sulfuro magnético que resulta, dotado, como sabemos, de la facultad de pasar rápidamente á sulfato ferroso bajo la influencia del aire atmosférico.

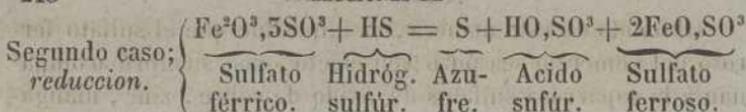
Obtenido de esta manera, es imposible que el sulfato ferroso del comercio sea puro; en efecto, casi siempre acompañan á la caparrosa sulfatos de óxido de cobre, zinc, manganeso, alúmina, magnesia, etc. Puede purificarse en gran parte, por repetidas cristalizaciones en presencia de láminas de hierro.

Caractéres del sulfato ferroso. La caparrosa ó vitriolo verde, se presenta en prismas romboidales oblicuos: tiene un sabor estíptico: 100 partes de agua á 15° disuelven 70; mientras que hirviendo disuelven tres veces su peso: contiene 45,5 por 100 de agua de hidratacion. A 100°, pierde los $\frac{8}{7}$ de agua y el resto á los 500°: calentada á 100° presenta la misma composicion que si se hubiera dejado en contacto con el alcohol, al cual cede seis equivalentes de agua, es decir, toda la de cristalización, pero sin disolverse en dicho líquido.

Finalmente, calentado el sulfato ferroso al rojo oscuro, se descompone en ácido sulfúrico de Nördhausen (v. t. 1.º, página 288) y en óxido férrico anhidro: el sulfato ferroso se eflorece al aire seco, y convierte parcialmente en sub-sulfato (Fe^2O^3), SO^2 ; cuya sal puede transformarse de nuevo en sulfato ferroso, hirviendo su disolucion con láminas de hierro.

El sulfato ferroso, como todas las sales de hierro ad minimum, se peroxida con suma facilidad al contacto del oxígeno atmosférico, razon por la que conviene hervir previamente el agua en que se ha de disolver: hay quien aconseja conservar los cristales bien sea en el alcohol acidulado con un poco de ácido sulfúrico, á fin de disolver, al estado de sulfato férrico, el sesquióxido que pueda formarse, ó bien emplear agua destilada hervida y agregar un poco de aceite de nafta ó bencina. El cloro y el ácido nítrico obran sobre el sulfato ferroso, y en general sobre todas las protosales, como *oxidantes enérgicos*; así como á su vez los cuerpos *reductores*, rebajan las persales al primer grado de combinacion mencionada. Como ejemplo de ambos hechos, podemos citar las siguientes reacciones:





El sulfato ferroso posee, como todas las sales ferrosas, la propiedad de absorber fácilmente el óxido nítrico constituyendo la coloracion café; hecho en que, como sabemos, se funda la manera de reconocer cortas porciones de un nitrato cualquiera.

Las aplicaciones más importantes á que el sulfato ferroso se presta son: en la tintorería, para preparar el acetato de hierro por doble descomposicion; se usa, además, en la obtencion del ácido sulfúrico de Nordhausen, colcotar, azul de Prusia y precipitacion del oro; finalmente, tambien sirve para desinfectar las letrinas.

El sulfato ferroso, puro y cristalizado, contiene en 100 partes:

49,75 = óxido ferroso.

54,75 = ácido sulfúrico.

45,50 = agua.

100,00

Empleo terapéutico del sulfato ferroso. No encontrándose puro en el comercio no debe emplearse más que esteriormente y como astringente y resolutivo. Se emplea en disolucion desde $\frac{3}{j}$ á $\frac{5}{\beta}$ en un litro de agua.

Ferrimetría. Llámase así, á la análisis volumétrica normal, en virtud de la que venimos en conocimiento de la cantidad de hierro existente, bien sea en un mineral cualquiera, ó bien, en una aleacion: dicho método está fundado en la accion decolorante que ejercen las sales ferrosas en presencia del permanganato de potasa, al cual toman oxígeno para pasar á férricas. Por manera, que ínterin haya sal ferrosa en disolucion, cambiará el color rosáceo del permanganato; pero una vez peroxidado el metal, bastará añadir una sola gota de él al liquido, para que este tome al punto el matiz correspondiente á la sal mangánica referida.

Podemos compendiar lo más esencial de esta análisis, en los hechos siguientes:

1.º Preparar el permanganato, de la manera indicada al hablar de esta sal; esto es, fundiendo una mezcla de cuatro partes de sobreóxido de manganeso, en polvo fino, tres y media de clorato potásico y cinco de potasa cáustica; se trata la masa por agua destilada, se filtra por amianto ó vidrio, se concentra á un calor suave, y se guarda en pipetas bien tapadas.

2.º Se pesa un gramo de alambre de hierro muy puro, se disuelve en 20 ó 25 centímetros cúbicos de ácido hidroclórico fumante, y se dilata la disolucion en un litro de agua destilada.

5.º Se introduce el permanganato en una bureta dividida en centímetros cúbicos, y estos en décimas partes, y en fin, se vierte gota á gota el liquido en la disolucion ferruginosa mantenida en un movimiento giratorio continuo: queda terminada la operacion en el instante en que aparece el color rosáceo característico. Llegado este momento, se lee con cuidado el número de divisiones invertidas en la sobreoxidacion de un gramo de hierro, y si por ejemplo, ha sido preciso gastar 50 centímetros cúbicos de liquido normal para transformar la sal ferrosa en férrica; es evidente, que si un peso idéntico de un mineral de hierro cuyo metal rebajado *ad minimum* de oxigenacion (despues de haber sido disuelto en el ácido hidroclórico) ha necesitado para peroxidarse 15 centímetros cúbicos de liquido normal, contiene 50 por 100 de hierro metálico.

En cuanto á los detalles del procedimiento, están reducidos á pulverizar finamente el mineral de hierro, á tomar un gramo y disolverle, dentro de un matraz de la capacidad de un litro, en 20 ó 50 centímetros cúbicos de ácido hidroclórico puro; disuelto el mineral, se añade al producto como $\frac{1}{3}$ de la capacidad del matraz de agua destilada, y en fin, se rebaja á ferrosa la sal férrica, añadiendo al liquido é hirviendo despues seis gramos de zinc puro, ó cuatro gramos de una disolucion concentrada de sulfito sódico: hecho esto, se diluye el liquido en agua destilada hasta que forme un litro, y se vierte gota á gota la disolucion normal del permanganato, hasta tanto que aparezca la coloracion rosácea consabida; en cuyo caso se dá por terminado el ensayo, leyendo en la bureta el número de divisiones empleadas, y se comparan con las invertidas en un principio para sobreoxidar un gramo de hierro puro.

Supongamos que siendo 50 centímetros cúbicos el título ponderal del permanganato de potasa respecto de un gramo de hierro, se han gastado 17 divisiones de este líquido normal para peroxidar el hierro procedente de un gramo de mineral; en este caso se planteará la proporción siguiente:

$$50 : 1,000 :: 17 : x$$

$$x = \frac{1,000 \times 17}{50} = 0,5666$$

Es decir, que el mineral analizado contiene, según el caso admitido 56,66 por 100 de hierro.

Para averiguar la cantidad de óxido ferroso y férrico reunidos en el estado de combinación, puede emplearse, según aconseja el autor del método analítico de que nos ocupamos, Mr. Marguerite, una disolución normal de permanganato de potasa que oxida la sal ferrosa y no altera la férrica: para ejecutar esta análisis, se toma un gramo del compuesto que contiene los dos óxidos, y se disuelve en 50 centímetros cúbicos de ácido hidroclórico fumante; se dilata la disolución en cerca de un litro de agua destilada y se vierte permanganato de potasa hasta tanto que adquiera el líquido un matiz rosáceo.

Supongamos como anteriormente, que la disolución del permanganato tenga un valor ponderal correspondiente á 50 centímetros cúbicos, por cada gramo de hierro puro, y que se hayan gastado 10 centímetros cúbicos de ella: es evidente que se averiguará la cantidad de óxido férrico planteando la siguiente proporción.

$$50 : 1,000 :: 10 : x$$

$$x = \frac{1,000 \times 10}{50} = 0,5333$$

Por consiguiente, la mezcla contiene 53,33 por 100 de hierro al estado de protóxido: finalmente, se averigua la dosis de óxido férrico existente en la mezcla, disolviendo otro gramo, del compuesto sometido á la análisis, en 50 centímetros cúbicos de ácido hidroclórico rebajando el hierro *ad minimum*, por medio del zinc ó del sulfato alcalino y determinando por

el método ordinario, la cantidad de hierro contenida en el líquido.

Admitamos, para concluir, que este segundo ensayo acusa 60 por 100 de hierro: rebajando de esta cantidad las 55,53 partes del metal, al estado de sal ferrosa, el resto de 26,67 indicará la proporción de hierro que figura en el de sal férrica. Esta proporción representa 58,1 de peróxido.

De manera que en último resultado, 100 partes del compuesto sometido al ensayo contienen:

Oxido ferroso. . . .	42,8
— férrico. . . .	58,1
Sustancias estrañas.	49,1
	100,0

Caractères de las sales de hierro. Es imposible confundir esta clase de sales con ninguna de las que conocemos hasta aquí, supuesto que el sulfidrato amónico precipita todas las sales de hierro en negro, y esta reacción basta para distinguir las de las de manganeso, alúmina, magnesia, cal, etc.

Los reactivos que se emplean para distinguir las sales ferrosas de las férricas son muy numerosos; por lo tanto nos limitaremos á indicar en el siguiente cuadro los más distintivos y usuales.

Sales ferrosas. *Sales férricas.*

Disolución de potasa. . .	{ Precipitado blanco que pasa á verde. }	{ Precipitado rojo oscuro y como aluminoso (1).
---------------------------	---	---

(1) Es notable en verdad, el aspecto que ofrece el hidrato de óxido férrico producido en virtud de una sal férrica en presencia de un álcali ó líquido alcalino; la estructura de este precipitado nos despierta siempre la idea de semejanza con los glóbulos sanguíneos. ¿Sucederá en la formación de estos en la sangre y bajo la influencia del aparato hepático, algo semejante á lo que dejamos consignado que tiene lugar entre un líquido alcalino y una sal férrica?

Ya que estamos en el terreno de las hipótesis, poderoso móvil de adelanto en las ciencias de observación, cuando son incentivos del trabajo experimental, permitásenos consignar aquí la analogía que creemos ver entre las diversas coloraciones que los preparados de hierro ofrecen, y las que la piel humana presenta desde el color blanco (clorosis) hasta el azul mas oscuro (cianosis). ¿Sucederá con el hierro de los glóbulos sanguíneos, algo parecido á lo

Por el ferrocianuro potásico.	{ Precipitado blanco que al aire se vuelve azul. . . }	Precipitado de un hermoso azul.
Infusion de nuez de agallas.	{ Ninguna coloracion al pronto ; luego la adquiere negra }	Coloracion azul negra (tinta).
Ferricianuro potásico.	{ Precipitado de azul de Prusia. . . }	Ningun cambio de color (si verde espárrago).
Sulfocianuro potásico. Nada.	{ Nada. }	Coloracion de sangre arterial.

RESUMEN.

1. El manganeso se halla con mucha abundancia en la naturaleza, pero nunca en el estado nativo, por la facilidad con que se oxida: una de las especies mineralógicas á base de este metal, que más abunda, es el sobreóxido, ó sea la manganesa comun. Puede obtenerse el metal, calcinando al rojo blanco en un crisol de barro, capas alternantes de fluoruro de manganeso y de sódio partido en placas muy delgadas: es un metal blanco, semejante á ciertas fundiciones de hierro, frágil y muy duro; su densidad fluctúa entre 7,45 y 7,20; no es magnético ni atraible por el imán.

El manganeso pulimentado se utiliza para algunos instrumentos de óptica y se asocia en la terapéutica á algunos preparados de hierro como tónico y reconstituyente.

qué tiene lugar con dicho cuerpo cuando es radical metálico en los diversos compuestos de que forma parte?

El siguiente paralelismo de coloracion expresará mejor la-idea que formulamos.

<i>Coloraciones típicas de la piel.</i>	<i>Coloraciones típicas de las sales de hierro.</i>
Blanca.	Oxido ferroso hidratado y sulfato ferroso anhidro (calcitis.)
Roja.	Sulfocianuro de hierro.
Azulada.	Azules de Prusia.
Amarillenta.	Hidrato de óxido férrico (ocre).
Negra.	Tinta (tanható y gallato).
Verdosa.	Sales ferrosas (carbonato, sulfato etc.)
Etc. etc.	Etc. Etc.

2. Las combinaciones más importantes del manganeso con el oxígeno son: el sobreóxido de manganeso (MnO^2); el ácido mangánico (MnO^3) y el permanganato de potasa (KO, Mn^2O^7). Puede obtenerse la manganesa, vertiendo un exceso de hipoclorito de cal sobre una sal manganesa cualquiera, por ejemplo, el sulfato; en general se utiliza la que circula en el comercio, pero previamente purificada, para lo que se hierve con ácido acético, que solo descompone una pequeña parte del bióxido, eliminando en cambio, bajo el estado de sales solubles, el hierro que siempre le acompaña, así como también las bases de los carbonatos térreos á que casi siempre se halla asociado.

La manganimetría tiene por objeto dar á conocer la cantidad de sobreóxido de manganeso puro contenido en un peso dado de manganesa comercial: dicha análisis se funda en que 5^{gr.},930 de sobreóxido de manganeso puro, tratados por el ácido hidroclórico, ponen en libertad un litro de cloro seco medido á la temperatura y presión normales. Por consiguiente, una manganesa del comercio que sometida á estas condiciones y en igualdad de peso tan solo dé, por ejemplo, 0^{ls.},75 de cloro, contiene 25 por 100 de sustancias extrañas (impurezas), siendo su grado de riqueza 75 en vez de 100 que representa el peso de manganesa pura á que nos hemos referido.

El ácido mangánico es muy difícil, si no imposible de obtener puro y aislado, por la facilidad con que se descompone en presencia del oxígeno del aire; en cambio es muy fácil preparar el permanganato de potasa; bastando para ello calcinar en un crisol de platino ó de porcelana, partes iguales de manganesa y de potasa cáustica: tratada la masa por el agua, se obtiene un líquido de color verde esmeralda, que es la sal en cuestión, la que al contacto de nueva cantidad de agua vá perdiendo poco á poco el color verde primitivo, bajo el influjo del oxígeno del aire, convirtiéndose al fin, y después de haber pasado por una especie de irización, en permanganato de potasa, de color amatista. Los antiguos denominaban *camaleon mineral*, á este compuesto, por el cambio de color verificado en semejantes circunstancias.

Se prepara el *permanganato de potasa* (KO, Mn^2O^7) fundiendo una mezcla de cuatro partes de sobreóxido de manga-

neso finamente pulverizado, tres y media de clorato potásico, y cinco de potasa cáustica; tratada la masa fría con agua destilada, se filtra la disolución por amianto ó vidrio molido y lavado; se concentra á un calor suave, y por último se guarda el líquido, de un hermoso color amatista, en pipetas de vidrio bien tapadas: esta sal, es el agente más oxigenante que se conoce en química.

5. Respecto de las sales de manganeso más interesantes, diremos que son el sulfato y cloruro manganosos; compuestos que podemos obtener, bien sea directamente por el método general conocido, ó bien utilizando los residuos que resultan, relativamente al sulfato, en la obtención del oxígeno, por la acción del ácido sulfúrico sobre el bióxido de manganeso; y en cuanto al segundo, evaporando á sequedad, disolviendo, etc., el residuo de la obtención del cloro mediante la acción del ácido hidrocórico sobre dicho bióxido.

Las sales de protóxido de manganeso tienen un color rosáceo; los caracteres más distintivos de estas, así como de todas las sales de manganeso, son, el color de carne que el sulfidrato de amoniaco origina en la disolución de las mismas; el precipitado blanco que en igualdad de circunstancias produce el ferrocianuro potásico, y por último, la coloración verde de camaleón mineral que la menor porción de un compuesto de manganeso cualquiera produce, calcinado sobre un objeto de plata ó de porcelana con dos gotas de potasa cáustica en disolución concentrada.

4. El hierro es el metal más útil para el hombre, supuesto que su importancia comienza en los instrumentos agrícolas y termina en el organismo, y que sin él es de todo punto imposible la vida; no obstante de hallarse el hierro en abundancia extrema, y bajo diferentes formas en la naturaleza, sólo se explotan en lo general los óxidos y carbonatos de hierro, tanto por ser los minerales más puros y fáciles de descomponer, como por producir además un hierro de excelentes condiciones.

Dos son los métodos generalmente seguidos en la industria ferrera para explotar el metal que nos ocupa, á saber: el método llamado de los *altos hornos*, y el conocido con el nombre de *procedimiento catalán*; pero en uno y otro caso resulta, por

una parte, el hierro más ó ménos carburado (fundicion), y por otra, silicatos de alúmina y de hierro (forjas catalanas) ó bien de alúmina y de cal (altos hornos), producidos en la operacion que nos ocupa, y que forman la casi totalidad de las escorias.

Respecto á los fenómenos químicos que tienen lugar en la extraccion del hierro, por el primer método, ó sea el de las forjas catalanas, consiste esencialmente en la formacion, ante todo, de ácido carbónico á espensas del carbón y el aire que en grande abundancia afluye al punto de más alta temperatura por medio de las toberas; el ácido carbónico es acto continuo reducido al estado de óxido de carbono, por la columna de carbon caliente que se vé forzado á atravesar; en contacto el óxido de carbono con el óxido férrico, roba á este su oxígeno, reduce el metal, transformándose él en ácido carbónico, el cual á su vez vuelve á ser descompuesto por el carbon de la manera antes dicha: por último, una parte del óxido férrico escapa á la accion reductora del óxido de carbono, y uniéndose á la ganga forman la escoria (silicato doble de alúmina y de hierro). La reaccion referente á los altos hornos, viene á ser casi esencialmente la misma: debemos sin embargo advertir que se utiliza como agente calorífero en esta operacion y además del carbon empleado, el óxido de carbono producido en la misma, y que en las escorias abundan mucho, entre otras sustancias, los silicatos de alúmina y cal feruginosos.

5. El producto de estos tratamientos se designa con el nombre colectivo de fundicion, lo que traducido al lenguaje científico quiere decir, hierro combinado con el carbono y el silicio. En general se refieren las fundiciones de hierro á dos tipos principales, á saber, blanca y gris: la diferencia esencial entre ambas clases de fundicion depende de la manera de estar distribuido el carbon en el hierro; cuyo carbon se elimina ulteriormente sometiendo la fundicion blanca de hierro al tratamiento metalúrgico denominado *afinacion*, el cual consiste principalmente en oxidar, á una elevada temperatura, en hornos apropósito bajo la influencia del oxígeno del aire, el silicio y parte del hierro, con lo que se forma un silicato de hierro muy básico, descomponible despues por el carbon,

quien á su vez se convierte en óxido de carbono, reduciendo, como es natural, dicha base.

Los aceros son carburos de hierro con menos carbonó y sílice que la fundicion y más que el hierro; por consiguiente, puede fabricarse el acero eliminando de la fundicion ordinaria una parte de carbono, ó bien añadiendo al hierro cierta cantidad de dicho metaloide.

El acero es brillante, capaz de adquirir un hermoso pulimento, muy ductil y maleable; su testura es granugienta, pero fina y coherente: su densidad es un poco menor que la del hierro: calentado á temperatura roja y enfriado poco á poco, conserva todas sus propiedades físicas.

La dureza que el acero adquiere por el temple, está en razon de la celeridad del enfriamiento y de la diferencia de la temperatura del metal respecto del medio ambiente en que la operacion se ejecuta.

Por ninguno de los procedimientos descritos se obtiene el hierro químicamente puro: para prepararle bajo este estado es preciso someter el óxido ó cloruro férrico á la influencia simultánea del calor y de una corriente de hidrógeno seco.

El hierro obtenido de este modo se presenta bajo la forma de un polvo negro y piróforo, por cuya razon y por llamarse Magnus el autor de este procedimiento, se denomina piróforo de Magnus: tambien puede observarse el hierro puro, pero no bajo este estado de division, fundiendo un hierro de excelente calidad (alambres ó cuerdas de instrumentos) con óxido férrico y vidrio molido.

Respecto á los caracteres del hierro químicamente puro, los principales son: cristalizar en el sistema cúbico; poseer un color blanco argentino y una densidad = 7,84; y en fin, ser fusible á unos 1000° del termómetro de aire: por último, el hierro puede ofrecer un estado alotrópico particular que se denomina *hierro pasivo*, y resulta mediante inersion, por algunos instantes, de un lámina de dicho metal, en el ácido nítrico puro y concentrado; lavada y sumergida de nuevo dicha lámina, sea en el mismo ácido, ó en el del comercio, abundantente en gases nitrosos, no vuelve á reproducirse, sino despues de mucho tiempo, la reaccion primitiva.

Los óxidos de hierro que más interesa indicar en este re-

súmen son los dos de peróxido, el anhidro y el hidratado; el primero se obtiene, bien sea calcinando el nitrato férrico (cól-cotar), ó bien el sulfato de peróxido; respecto al hidratado, se prepara precipitando una sal férrica por la potasa ó la sosa, escepto cuando se trate de destinar dicho hidrato de sesquióxido como antidoto en los envenenamientos por el arsénico; pues entonces debe ser precipitada la sal férrica por el amoniaco cáustico y lavar perfectamente el precipitado.

Se obtiene el ácido férrico (FeO^3) en combinacion con la potasa ó sea el ferrato de potasa: haciendo pasar una corriente de cloro á través del hidrato de sesquióxido y de una lejía de potasa.

El hierro, uniéndose con el azufre, dá origen á diferentes sulfuros: el que á nosotros nos interesa más principalmente, para la produccion del hidrógeno sulfurado, es el sulfuro ferroso (FeS), que se obtiene calcinando en vasijas cubiertas (crisol) una mezcla azufre y hierro cortado en láminas delgadas.

7. Se obtiene el *cloruro férrico*, tratando el hierro por el ácido hidroclórico en exceso; evaporado á sequedad el residuo y diluido convenientemente, constituye un líquido de un uso muy general como reactivo, y como excelente hemostático.

Igualmente se prepara el *ioduro ferroso* (FeI) ó férrico (Fe^2I^3) calentando, con el intermedio del agua, limaduras de hierro y iodo en las proporciones convenientes de ambos factores y segun se desee obtener una ú otra sal haloidea.

El cianógeno forma con el hierro los mismos compuestos que el cloro y iodo, es decir, un cianuro ferroso y otro férrico; pero ambos tienen poco interés para nosotros: no sucede lo mismo con los cianuros metálicos, en los que el hierro entra como elemento constituyente.

Los cianuros que se hallan en este caso son, particularmente, el cianuro amarillo de potasio (ferrocianuro potásico), la sal de Gmelin, ó sea el cianuro rojo de potasio (ferricianuro de potasio), y en fin, el azul de Prusia (ferricianuro férrico).

Se obtiene el primero, hirviendo el hierro al estado de carbonato ó de sesquióxido, con cianuro potásico, ó bien disolviendo el carbon precedente de la calcinacion de sustancias orgánicas en contacto con una disolucion de carbonato potásico y hierro, ora proceda este de las calderas en donde se ope-

ra, ó ya se le agregué exprésese: se prepara el ferricianuro potásico, haciendo pasar una corriente de cloro á través de una disolución de ferrocianuro potásico hasta tanto que el líquido no origine coloracion azul de Prusia en presencia de las férricas. Por último, se obtiene el azul de Prusia, bien sea tratando una sal férrica por el ferrocianuro potásico, ó bien por la accion de una sal ferrosa, por ejemplo, el sulfato, con dicho prusiato amarillo de potasio.

8. Respecto á la teoría más admisible para esplicar el conjunto de hechos relativos á estos compuestos, no cabe la menor duda de que la mejor es la de Liebig, reducida esencialmente á admitir: que el hierro y el cianógeno en circunstancias dadas forman un compuesto particular dotado de todas las condiciones de un cuerpo simple halógeno. En efecto, tres moléculas de cianógeno y una de hierro constituyen el radical *ferrocianógeno* (FeCy^3): este radical se combina con dos moléculas de hidrógeno produciendo el ácido *ferrocianhidrico* ($\text{H}^2, \text{FeCy}^3$), ó con dos moléculas metálicas para constituir los *ferrocianuros* ($\text{M}^2, \text{FeCy}^3$): además, dos moléculas de ferrocianógeno, agrupadas de una manera particular, engendran un nuevo radical, el *ferricianógeno* (Fe^2Cy^6), el cual combinado con tres moléculas de hidrógeno, forma el ácido *ferricianhidrico* ($\text{H}^3, \text{Fe}^2\text{Cy}^6$), ó con tres moléculas de metal, en cuyo caso constituye los *ferricianuros* ($\text{M}^3, \text{Fe}^2\text{Cy}^6$).

9. El sulfato ferroso (caparrosa ó vitriolo verde) que circula en el comercio, procede en general de la transformacion de las piritas de hierro en sulfato ferroso á espensas del aire atmosférico, cuyo oxígeno se une á la vez con el metal y el metaloide de dicha combinacion: puede obtenerse en nuestros laboratorios tratando el alambre de hierro puro, por el ácido sulfúrico, evaporando la disolucion, y por último, cristalizando el producto. El sulfato ferroso, como todas las sales ad minimum de esta base, absorben rápidamente el oxígeno de la atmósfera, por cuya razon hay que conservarle cristalizado dentro de alcohol acidulado con ácido sulfúrico (á fin de que este disuelva el sulfato férrico que puede formarse), ó bien en agua destilada, préviamente hervida, y cubriendo la disolucion con un aceite fijo ó volátil. Es astringente.

Los caracteres más distintivos para diferenciar las sales fer-

rosas de las férricas son: 1.º, los álcalis cáusticos, que en las disoluciones ferrosas producen un precipitado verde sucio, mientras que es rojo y como coagulado en las férricas: 2.º el ferricianuro potásico, que forma precipitado azul con las sales ferrosas y no altera en nada el aspecto de las férricas: 3.º y en fin, el sulfocianuro potásico, que origina una coloracion roja de sangre arterial, en las sales férricas, mientras que deja inalterable la transparencia de las ferrosas, siempre que estas sean químicamente puras.

40. La *ferrimetría*, tiene por objeto, como su nombre lo indica, determinar, mediante una análisis volumétrica, la cantidad de hierro existente en un mineral ó aleacion cualquiera: fúndase este método, en la propiedad que tiene el supermanganato de potasa de perder su color en presencia de una sal ferrosa, interin esta se halle en el estado ad minimum, y por el contrario, comunicar al líquido la coloracion amatista que dicho supermanganato posee, en el instante en que todo el hierro se haya peroxidado. Por consiguiente, disuelta una cantidad dada de hierro puro en el ácido hidroclórico, evaporando con precaucion hasta sequedad el líquido y diluyendo el residuo en un volúmen conocido de agua destilada, no es facil saber el volúmen de supermanganato de potasa decolorado en virtud de la indicada reaccion: averiguado esto, no hay más que disolver en el ácido hidroclórico, un peso igual al del hierro, tipo, de un mineral cualquiera ferruginoso, y en seguida determinar el volúmen normal del supermanganato de potasa que es decolorado por el equivalente de la disoluciou férrea; dicho volúmen será proporcional, generalmente hablando, á la cantidad de hierro puro contenido en el peso del mineral analizado.

En el análisis de las aguas minerales, se debe tener en cuenta el grado de mineralización y el tipo de sales que las componen. Para determinar la cantidad de sales disueltas, se emplea el método de la pérdida por ignición (P.I.), que consiste en evaporar una muestra de agua mineral hasta sequedad y luego calcinarla a una temperatura elevada (generalmente 500-600°C) para eliminar el agua y los gases volátiles. El residuo que queda es el residuo fijo, que representa la cantidad de sales no volátiles presentes en el agua.

El análisis químico de las aguas minerales se realiza mediante una serie de reacciones químicas que permiten determinar la concentración de los diferentes iones presentes. Entre los métodos más comunes se encuentran:

- Cloruro:** Se determina mediante la reacción con nitrato de mercurio (Hg(NO₃)₂) en medio ácido, formando un precipitado blanco de cloruro de mercurio (HgCl₂).
- Sulfato:** Se determina mediante la reacción con cloruro de bario (BaCl₂) en medio ácido, formando un precipitado blanco de sulfato de bario (BaSO₄).
- Fosfato:** Se determina mediante la reacción con molibdato de amonio ((NH₄)₂MoO₄) en medio ácido, formando un precipitado amarillo de fosfomolibdato de amonio ((NH₄)₂P₂O₇·2MoO₃·6H₂O).
- Nitrato:** Se determina mediante el método de reducción, que consiste en reducir el nitrato a nitrito y luego a ácido nitroso, que produce un color rojo característico.
- Amonio:** Se determina mediante la reacción con hidróxido de sodio (NaOH) y luego con hipoclorito de sodio (NaOCl), formando un gas de cloro que se absorbe en una solución de hidróxido de sodio y se determina gravimétricamente.
- Calcio:** Se determina mediante la reacción con oxalato de amonio ((NH₄)₂C₂O₄) en medio ácido, formando un precipitado blanco de oxalato de calcio (CaC₂O₄).
- Magnesio:** Se determina mediante la reacción con hidróxido de sodio (NaOH) y luego con hidróxido de amonio (NH₄OH), formando un precipitado blanco de hidróxido de magnesio (Mg(OH)₂).
- Sodio y Potasio:** Se determinan mediante el método de la llama, que consiste en observar el color de la llama de una muestra de la muestra que se ha tratado con ácido nítrico y luego se introduce en una flama de alcohol.

Además de estos métodos, se emplean también técnicas más modernas como la espectrometría de absorción atómica (AAS) y la espectrometría de masas (MS) para la determinación de trazas de metales pesados y otros elementos en las aguas minerales.

LECCION OCTAVA.

CROMO; su obtencion y propiedades.—Combinaciones del cromo con el oxígeno.—**OXIDO CROMICO**; su preparacion y caractéres.—**ACIDO CROMICO**; su método de obtencion y caractéres más importantes.—Estudio de los principales cromatos; sus propiedades y usos.—Propiedades de las sales de cromo.—**NIQUEL**; su obtencion y propiedades.—Estudio de las sales más importantes de níquel; sus propiedades y usos; caractéres de las sales de níquel.—**COBALTO**; su obtencion y propiedades.—Obtencion y caractéres de las principales sales de cobalto.—Métodos para separar el níquel del cobalto.—**ZINC**; sus métodos de estraccion y propiedades más importantes.—Oxido de zinc; su obtencion y caractéres.—Estudio de las principales sales de zinc, caractéres distintivos de las sales de zinc.—**CADMIO**; su preparacion y propiedades.—Estudio de las sales más interesantes de cadmio, caractéres de las sales de cadmio.—**URANO**; su estraccion y propiedades.—Oxido de urano; modo de obtenerle y usos más frecuentes.—**TEORIA DEL URANILO**.—Uranato de sosa.—Caractéres distintivos de las sales de urano.—Resúmen.

Cromo.

El cromo, cuyo simbolo es *Cr*, y el equivalente = 26,28 fué descubierto en 1798 por Vauquelin, analizando el *plomo rojo* de la *Siberia*: la denominacion de cromo, dá á entender que todos sus compuestos poseen color.

Puede prepararse este metal por el método general de Wohler, es decir, por la accion del potasio ó del sódio sobre el cloruro crómico; se obtiene cristalizado haciendo llegar á un tubo de porcelana enrojecido y que contenga el cloruro de cromo anhidro, vapor de sodio arrastrado por una corriente de nitrógeno: el metal reducido afecta formas cristalinas pertenecientes al sistema cúbico.

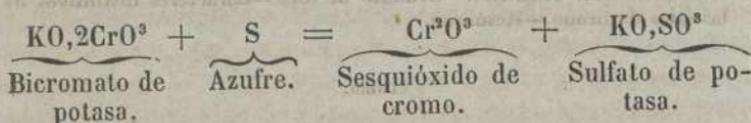
Los cristales de cromo son muy duros y resisten á la accion de los ácidos más enérgicos, comprendida el agua régia; hasta el día no se le ha dado al cromo aplicacion alguna importante.

Oxido crómico ($Cr^2O^3 = 76,56$). El óxido crómico no exis-

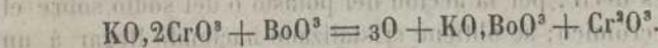
te puro en la naturaleza, pero en cambio comunica su coloración verde magnífica á varias sustancias, entre ellas á la esmeralda: hay sin embargo una combinacion natural de sesquióxido de cromo y óxido ferroso, bastante abundante, conocida por los mineralogistas con el nombre de *hierro cromado*, y al que asignan la fórmula de $(\text{FeO}, \text{Cr}^2\text{O}^3)$. Este mineral es, como veremos más adelante, la primera materia de donde parten todos los compuestos cromados.

Por lo demás, puede obtenerse el sesquióxido de cromo por vía seca, ó por vía húmeda.

En el primer caso, basta calcinar en un crisol, bien sea dos partes de bicromato de potasa y una parte de flor de azufre, ó bien partes iguales de bicromato potásico y ácido bórico. En la primera reaccion, sucede que el azufre se acidifica á expensas de una parte del ácido crómico, el ácido sulfúrico formado se une con la potasa, y en fin, el ácido crómico rebajado de oxigenacion queda reducido á óxido crómico, segun indica la ecuacion siguiente:



La reaccion por el ácido bórico, consiste en descomponerse un equivalente de bicromato potásico en oxígeno y sesquióxido; y en unirse el ácido bórico con la potasa, formando un borato soluble, de este modo:



Preparado de esta manera el óxido crómico, se presenta bajo el aspecto de un polvo verde esmeralda amorfo: puede obtenerse cristalizado en el sistema romboédrico; es inalterable por el calor, fusible al fuego de forja, transformándose en una masa cristalina negra, inatacable por ningun metaloide excepto el carbono.

Calcinado el óxido crómico con los álcalis, en presencia del aire, ó bien calentado en vasijas tapadas, con cuerpos

oxigenantes, como el nitro, se acidifica y produce cromatos; cualidad, que comparte con el manganeso y hierro.

Sirve principalmente para la pintura al óleo y colorear en verde el cristal, vidrio y porcelana.

El sesquióxido de cromo, preparado por vía húmeda, es siempre hidratado; su aspecto y propiedades le distinguen del anterior, es decir; del anhidro. Se obtiene añadiendo á una disolución concentrada de bicromato potásico, cierta cantidad de ácido clorhídrico; y en fin, haciendo pasar una corriente de ácido sulfuroso á través de esta mezcla, se forma cloruro crómico (Cr^2, Cl^3) debido á la reducción del ácido crómico que con su oxígeno hace pasar el sulfuroso á sulfúrico: formado el óxido crómico, se cambia á su vez, en presencia del ácido hidroclórico, en cloruro de sesquióxido; y en fin, vertiendo amoníaco en dicho líquido, de un hermoso color verde esmeralda, se obtiene un precipitado gris algo azul de óxido crómico hidratado ($\text{Cr}^2\text{O}^3 + 10 \text{ ag}$).

El óxido crómico hidratado es soluble en los álcalis, de donde puede aislarse por ebullición; se disuelve igualmente en los ácidos, cualidad que apenas ofrece el anhidro: calentado gradualmente, presenta el fenómeno de la incandescencia antes de llegar á la temperatura roja: por último, el sesquióxido de cromo ofrece un caso de alotropía semejante al de la alúmina y sesquióxido de hierro, con los cuales es isomorfo.

Las sales de sesquióxido de cromo, experimentan en ciertos casos modificaciones muy notables: de ellas nos ofrece un ejemplo curioso el sulfato de dicha base. En efecto, abandonando durante algunas semanas, en un frasco mal tapado, ocho ó diez partes de ácido sulfúrico de 66° , y ocho partes de óxido crómico hidratado y desecado á 100° , se obtiene una sal de color violeta que por una simple ebullición se vuelve verde, y á 200° se cambia en un color rojo; siendo de notar que el óxido que se obtiene del sulfato violeta es de color gris verde; mientras que el procedente del sulfato verde, es gris azulado.

En resumen, el sesquióxido de cromo anhidro presenta dos estados moleculares distintos, y aun tres cuando se combina con ciertos ácidos; pero fuertemente calentado presenta una constitución constante.

Calcinando el sesquióxido de cromo con el ácido estánnico y la cal, se obtiene una masa roja: practicada la misma operación con los rubíes, que, como es sabido, también contienen cromo, se vuelven verdes; pero por enfriamiento, recobran su color natural que es rojo.

Acido crómico ($\text{CrO}^3 = 50,28$). Se obtiene este ácido añadiendo 120 á 150 volúmenes de ácido sulfúrico exento de plomo, sobre 100 volúmenes de una disolución fría de bicromato potásico, preparado por ebullición sobre un grande exceso de sal: de este modo se obtienen agujas rojas de ácido crómico, que pueden separarse por decantación del líquido. Preparado de este modo el ácido crómico, contiene constantemente cierta cantidad de ácido sulfúrico; para purificarle, se disuelve en el agua y se añade al líquido un poco de cromato de baryta, con lo que todo el ácido sulfúrico queda aislado bajo la forma de sulfato bárico; hecho esto, se decanta el líquido trasparente, y se evapora en el vacío de la máquina pneumática: obtenidos de este modo los cristales de ácido crómico son perfectamente puros.

El ácido crómico cede con suma facilidad su oxígeno transformándose en sesquióxido; esta acción es mucho más pronta en presencia de sustancias orgánicas que, como es sabido ejercen el papel de agentes reductores: así es que, aun el mismo alcohol cambia instantáneamente en sesquióxido, al ácido crómico; la celulosa produce el mismo efecto, como puede observarse exponiendo al sol un pedazo de algodón ó papel impregnado en una disolución de ácido crómico. Estos hechos nos dan á entender que nunca debemos filtrar por papel las disoluciones de ácido crómico ni ponerle en contacto de sustancias orgánicas ó reductoras.

Cloruro de cromo. Hay dos, el primero ó sea el cloruro cromoso, tiene por fórmula CrCl , y resulta de la descomposición parcial del segundo, cuya fórmula es Cr^2Cl^3 ; este se obtiene haciendo pasar una corriente de cloro á través de una mezcla íntima de óxido de cromo y carbon, calentada en un tubo de porcelana. El cloruro crómico cristaliza en escamas de color verde manzana: sometido á su vez este cloruro á la acción de una corriente de hidrógeno abandona la tercera parte del cloro transformándose en una materia blanca cristalina que es el

protocloruro de cromo antes citado. Esta sal es soluble, mientras que la otra carece de dicha propiedad, pero la adquiere añadiendo al líquido donde se encuentre suspendida, una pequenísima cantidad ($\frac{1}{10,000}$) del cloruro anterior, es decir, del protocloruro; hecho verdaderamente curioso y raro en la ciencia.

Cromatos: cromatos de potasa ($\text{KO}, \text{CrO}^3 = 97,42$). Se obtiene en grande el cromato de potasa: calentando en un horno de reverbero una mezcla constituida por dos partes de hierro cromado ($\text{FeO}, \text{Cr}^2\text{O}^3$) y una parte de nitrato de potasa: esta sal se descompone; parte de su oxígeno se une al sesquióxido de cromo del mineral y le convierte en ácido; que acto continuo se une á la potasa; tratada la sal por el agua, se separa una parte de la sal de cromo, eliminando la otra mediante el ácido acético; con lo que se forma bicromato de potasa soluble, el cual neutralizado ulteriormente por el carbonato potásico, reproduce el cromato neutro de este álcali.

El cromato potásico es amarillo; cristaliza, como el sulfato de potasa, con quien es isomorfo; posee un sabor fresco amargo desagradable y persistente; calentado toma un color rojo, pero vuelve á recobrar por enfriamiento su matiz primitivo; es soluble en dos veces su peso de agua á 15° , y casi completamente insoluble en alcohol; en disolución posee reacción alcalina; y en fin, es tan grande el poder colorante de esta sal, que comunica un matiz amarillo muy sensible á una disolución constituida por 40,000 veces su peso de agua.

El cromato potásico es venenoso: se emplea para la preparación de los cromatos y en la tintorería.

El cromato de potasa consta en 100 partes de:

51,60	= ácido crómico.
48,40	= potasa.
100,00	

Bicromato potásico ($\text{KO}, 2\text{CrO}^3 = 147,70$). Se obtiene el bicromato potásico tratando la disolución del cromato neutro por un ligero exceso de ácido acético: evaporada convenientemente la disolución, resulta el bicromato potásico cristalizado bajo la forma de tablas rectangulares de color rojo intenso:

pulverizada esta sal, ofrece un color anaranjado; en fin, su sabor es fresco, amargo y metálico; se disuelve en 40 partes de agua fría y en una cantidad mucho menor de agua caliente; es descomponible por la acción del calor, desprendiendo oxígeno. No debe fundirse el bicromato potásico en crisoles de plata porque los ataca con suma energía; el bicromato potásico consta en 400 partes de:

68,40 = ácido crómico.

31,90 = potasa.

100,00

Acido cloro-crómico (CrO^2, Cl). Este cuerpo, que en cierto modo puede ser considerado como ácido crómico, en el que un equivalente de oxígeno está sustituido por otro de cloro, se obtiene vertiendo 40 partes de ácido sulfúrico sobre nueve partes de una mezcla contenida en una retorta y formada de 40 partes de sal común y de 17 de bicromato potásico previamente fundido en un crisol de barro: operando de esta manera, se obtiene un vapor rutilante, que condensado en un recipiente envuelto en una mezcla frigorífica, constituye el ácido en cuestión, bajo la forma de un líquido rojo oscuro, volátil, fumante, y cuyos vapores tienen alguna semejanza con el ácido hiponítrico. El ácido cloro-crómico comunica al hidrógeno la propiedad de arder con una llama blanca deslumbradora, que deposita una capa verde de óxido de cromo sobre los cuerpos fríos interpuestos en ella, á la manera que se ejecuta respecto del hidrógeno arsenical.

El bicromato de potasa es de un uso frecuente en los laboratorios, sustituyendo en la generalidad de casos al cromato neutro, por poseer mayor cantidad que él de ácido crómico.

Recientemente se ha preconizado el bicromato potásico como antisifilítico, hasta el punto de poder reemplazar las sales mercuriales en semejante uso: también se emplea en la tintorería.

Alumbre de cromo ($\text{KOSO}^3, \text{Cr}^2\text{O}^3, 5\text{SO}^3 + 24\text{ag} = 499,70$). Obiténesse esta sal disolviendo á un calor suave 150^{gr}. de bicromato potásico en casi un litro de agua, y añadiendo 250 gramos de ácido sulfúrico, se deja enfriar, y en seguida se

vierte poco á poco en la mezcla 60^{gr.} de alcohol: al cabo de 24 horas se hallan en el fondo de la vasija unos 150^{gr.} próximamente de alumbre de cromo.

Esta sal cristaliza en hermosos octaedros de color rojo violeta; es soluble en el agua é insoluble en alcohol; su disolución tiene un matiz violeta sucio; calentada gradualmente hasta 80°, se convierte todo en color verde, y ya no produce cristales de alumbre, lo que demuestra que hasta en este género de sales ofrece el cromo las anomalías alotrópicas anteriormente dichas.

Ya hemos indicado en otro lugar, que el sesquióxido de cromo es isomorfo como todos los de su fórmula, y que por consiguiente reemplazará al alumbre de sesquióxido de aluminio ó á cualquier otro de igual composición, equivalente por equivalente.

El alumbre de cromo contiene, en 100 partes:

9,27 = potasa.. . . . }	= 17,27 sulfato potásico.
3,00 = ácido sulfúrico. }	
15,51 = óxido crómico.. }	= 59,51 sulfato crómico.
24,00 = ácido sulfúrico. }	
43,22 = agua. =	43,22 agua.
100,00	100,00

Analogías entre el manganeso, el hierro y el cromo. Estos tres metales son infusibles, ó difícilmente fusibles, y poseen un equivalente casi igual, á saber:

Manganeso.	= 27,87
Hierro.	= 28,00
Cromo.	= 26,28

Se hallan con frecuencia reunidos en los mismos minerales, y forman con el oxígeno combinaciones casi idénticas, según se ve por el siguiente cuadro.

	MANGANESO.	HIERRO.	CROMO.
Protóxido	MnO	FeO	CrO
Sesquióxido. . . .	Mn ² O ³	Fe ² O ³	Cr ² O ³
Acido.	MnO ³	FeO ³	CrO ³
Acido superior. . . .	Mn ² O ⁷	Fe ² O ⁷	Cr ² O ⁷
Oxido salino. . . .	MnO, Mn ² O ³	FeO, Fe ² O ³	CoO, Cr ² O ³

Sus protóxidos son bases poderosas, y débiles las de sesquióxido: á medida que aumenta su oxigenacion se acidifican: con los cuerpos halógenos forman séries perfectamente paralelas; finalmente, en los compuestos análogos hay identidad en su constitucion quimica, y son isomorfos entre si.

Caractères de las sales de cromo. Las sales de cromo se dividen en dos clases: en unas se halla el cromo en estado de óxido básico; la segunda comprende los cromatos, es decir, sales en las que el cromo está constituyendo un ácido. Las sales de protóxido de cromo son poco numerosas; supuesto que se hallan en rigor reducidas á dos, el acetato, y el sulfato doble de protóxido de cromo y de potasa; se distinguen en el precipitado, oscuro al principio y luego claro, que ocasiona en dichas sales la potasa cáustica. Las sales de sesquióxido de cromo son verdes, violeta ó rojas: los álcalis producen un precipitado verdoso ó violeta, soluble en un exceso de reactivo: el líquido alcalino verde, se decolora por la accion del calor.

El amoniaco en exceso produce un precipitado violeta gris, y el líquido que sobrenada ofrece un matiz rojizo; lo cual indica que una parte del sesquióxido ha sido disuelta por el reactivo. Hirviendo el líquido pierde su color y se precipita todo el óxido.

Todas las sales á base de cromo, calentadas con nitrato potásico, producen cromato de potasa, que comunica á la masa un color amarillo intenso: finalmente, todas las sales de cromo ensayadas al soplete producen una especie de vidrio de color verde esmeralda.

Caractères de los cromatos. Los cromatos neutros son amarillos, y los ácidos rojos ó anaranjados. Independientemente de su color se distinguen los cromatos solubles por los diferentes matices que dan al contacto de las disoluciones salinas metálicas. Así, las disoluciones de sales de plomo los precipitan en amarillo; las de las sales de mercurio, en rojo claro; y las de plata, en rojo oscuro.

Calentados los cromatos con una porcion de ácido clorhídrico alcoholizado, ó bien tratados por una corriente de gas ácido sulfuroso, se enverdecen, reduciendo la sal al estado de sesquióxido ó de sesquicloruro de cromo: en fin, todos los

cromatos desprenden un vapor rojo oscuro, despues de haberles añadido sal comun fundida, con un poco de ácido sulfúrico concentrado.

Los cromatos más frecuentemente usados, son los de potasa y plomo.

Niquel (Ni = 29,54).

Este metal fué descubierto en 1751 por Cronstedt, analizando un arseniuro de níquel (NiAs), conocido con el nombre de *kupfer niquel*: existe tambien un residuo industrial denominado *speiss*, muy abundante en el comercio, constituido por un sulfoarseniuro en el que hay cerca de la mitad de su peso de níquel.

Se obtiene el níquel, de cualquiera de estos dos productos pulverizándolos y sometiéndolos á una tostacion dentro de un horno de viento; hecho esto, se disuelve el residuo en el ácido hidroclórico concentrado, se decanta la disolucion, y acto continuo se agrega una cantidad de bisulfito de sosa tal, que resulte un grande exceso de ácido sulfuroso, y en fin, se hierve el todo para completar la reduccion del ácido arsenioso y eliminar el exceso de ácido sulfuroso.

Terminada la operacion, se sujeta el líquido ácido y tibio á una corriente de gas sulfídrico, que precipita las últimas porciones de arsénico á la vez que el cobre, antimonio, plomo y bismuto; se deja reposar durante doce horas, el líquido saturado de ácido sulfídrico, se eliminan por filtracion los sulfuros producidos, y en fin, se evapora á sequedad el líquido filtrado que solo contiene el níquel, un poco de cobalto y hierro: tratado el residuo de la evaporacion de este líquido por agua, se obtiene una disolucion casi neutra, que sometida á la accion del cloro ó á la del clorato potásico, despues de añadir una pequeña cantidad de ácido clorhídrico, ofrece en disolucion el hierro y el cobalto en el estado de percloruros: por último, se añade carbonato de barita ó de cal, que precipita los sesquióxidos correspondientes á los metales perclorados, es decir, los óxidos cobáltico y férrico, debiendo advertir que esta separacion es completa hirviendo algunos instantes el líquido en cuestion.

Tratando el líquido por ácido sulfúrico, queda eliminada toda la barita ó la cal de que nos hemos servido en la operación precedente.

Filtrado nuevamente el líquido, solo existe en disolución el níquel, que se elimina mediante un carbonato alcalino: convertido el carbonato de níquel en oxalato, y calentado á un violento fuego de forja, resulta el níquel perfectamente puro.

El níquel es un metal blanco, algo agrisado y de fractura fibrosa, es más dúctil pasado en la hilerá que sometido al laminador, por cuya razón pueden obtenerse alambres de níquel sumamente finos: es más tenáz que el hierro y muy duro: esceptuando al manganeso, puede decirse que el níquel excede á todos los demás metales en esta cualidad. El peso específico del níquel, fluctúa entre 8,27 y 8,66, según que haya sido forjado ó fundido: goza como el hierro de la propiedad magnética, la cual pierde á 400°. Es menos fusible que el hierro y más que el manganeso.

Aleado al hierro, en la proporción de 1 por 100, le comunica la propiedad de no oxidarse al aire: con el cobre, zinc y estaño forma aleaciones, empleadas en la economía doméstica con el nombre de *argentan* ó *maillechort*, en cuya aleación puede decirse que se consume casi la totalidad del níquel que anualmente se fabrica.

En Inglaterra elaboran una aleación de plata y níquel constituida por partes iguales de ambos cuerpos metálicos.

El níquel forma dos óxidos; un protóxido (NiO) y un sesquióxido (Ni_2O_3): el primero, base de las sales de níquel, ofrece el aspecto de un polvo verde, y se prepara calcinando el carbonato de níquel obtenido por el procedimiento anteriormente dicho; el óxido níquelico es amorfo, no salificable, pulverulento, negruzco, y se prepara vertiendo hipoclorito de sosa sobre el carbonato de níquel.

El cloro forma con el níquel un cloruro correspondiente al protóxido: este compuesto es amarillo cuando está seco, y verde cuando hidratado. Se emplea como tinta simpática.

La única sal de níquel que ofrece para nosotros algún interés es el sulfato níqueloso ($\text{NiO}, \text{SO}_3 + 7\text{ag} = 140,54$), que se obtiene descomponiendo el carbonato de dicha base por una

cantidad proporcional de ácido sulfúrico; sometido á evaporacion el líquido resultante, abandoná entre 50 y 70°, prismas oblicuos; entre 50 y 40° prismas de base cuadrada; y en fin, entre 15 á 20° cristales romboédricos derechos. Durante algún tiempo se ha creído que esta sal era trimórfica; pero Margnac ha demostrado que esto no es exacto, supuesto que los cristales de base cuadrada tienen un equivalente de agua menos que el ordinario.

El sulfato de níquel parece ser uno de los cuerpos más athermanos, y respecto del calor oscuro, todo induce á creer que goza de esta cualidad en grado eminente: en efecto, de 69 rayos procedentes de una lámpara de Locatelli, tan solo ocho atraviesan una placa de sulfato de níquel de dos milímetros de espesor (Peuch).

Caractères de las sales de níquel. Las sales hidratadas de óxido de níquel, ofrecen un hermoso color verde; su sabor es al pronto azucarado, luego acre, y por último metálico: tratadas por un álcali fijo, producen un precipitado verde manzana de óxido hidratado, el cual no se origina en presencia de sustancias orgánicas. Si las disoluciones de níquel son muy ácidas, adquieren un color azul magnífico, en presencia del amoníaco, pero sin perder su transparencia; y por el contrario precipitan parcialmente por dicho álcali cuando son neutras; el precipitado es soluble en un exceso de reactivo y vuelve á aparecer la coloracion azul antes dicha.

En resúmen, las sales de níquel estan caracterizadas por la coloracion verde que presentan; por el precipitado que en ellas originan los álcalis fijos, y por el hermoso color azul que ofrecen en presencia de un ligero exceso de amoníaco.

Cobalto (CO = 29,49).

Este metal fué descubierto por Brandt en 1753. Se obtiene fundiendo una mezcla compuesta de carbonato de sosa, de azufre y de mineral de cobalto (cobalto arsenical y cobalto gris): separada, por medio del agua la escoria de sulfarseniato de sosa que cubre al boton metálico procedente de esta operacion, constituido esencialmente de sulfuro de cobalto, no hay más que tratar dicho boton por ácido sulfúrico, para

convertirle en sulfato de óxido de cobalto: hecho esto se precipita el óxido por medio de la potasa ó la sosa. Para purificar el óxido resultante, se trata por ácido nítrico y se precipita segunda vez al estado de carbonato, mediante el de sosa ó de potasa; se convierte el carbonato en oxalato, y en fin, se disuelve este en el amoniaco. Abandonada la disolucion á sí misma al aire libre, se precipita todo el níquel que pueda contener el cobalto bajo la forma de oxalato doble de níquel y de amoniaco. El cobalto permanece en disolucion, á la que comunica el color rosáceo que caracteriza todas sus sales, y en fin, se precipita el sesquióxido de cobalto, en el estado de carbonato, añadiendo á la disolucion rosácea otra de carbonato de potasa puro. Calcinado el carbonato de cobalto, en vasos cerrados, deja un residuo de óxido de color gris ceniciento.

El óxido de cobalto obtenido por vía húmeda, es hidratado y presenta un color azul lila: por la calcinacion se convierte en el óxido anhidro, de color gris, antes dicho.

El protóxido de cobalto es la base de las sales cobálticas; calcinado al aire, se ennegrece y aumenta de peso, absorbiendo oxígeno: en este caso, cambia su composicion supuesto que se transforma en un óxido salino constituido por la union del protóxido y del sesquióxido ($\text{CoO}, \text{Co}^2\text{O}^3$). Tal es el óxido que circula en el comercio.

El óxido de cobalto es un poco volátil: calcinado con la alúmina forma un color azul notable por su belleza y estabilidad, usado con frecuencia en la pintura, tanto al óleo como sobre porcelana.

Esta coloracion sirve para distinguirle en los ensayos al soplete de la magnesia y demás tierras.

El óxido de cobalto se usa principalmente para la fabricacion del esmalte, especie de vidrio azul que se prepara fundiendo una mezcla de mineral de cobalto calcinado, arena blanca y carbonato de potasa: dicha sustancia se emplea, bajo el nombre de *azur*, en la fabricacion del papel, loza y porcelana.

Cloruro de cobalto ($\text{CoCl} = 64,95$). Se obtiene el protocloruro de cobalto tratando el óxido ó el carbonato por el ácido hidroclórico; evaporando el líquido resultan cristales de color de granate, susceptibles de adquirir un color azul cuando se

calientan de un modo conveniente; así es que introduciendo en un tubo de ensayo cierta cantidad de este cloruro, y cerrando luego el tubo á la lámpara, se observa que, por la acción del calor, la sal pierde el color rojo primitivo, adquiriendo en cambio un matiz azul magnífico: por el enfriamiento vuelve este cloruro á recuperar su coloración ordinaria. El mismo fenómeno tiene lugar cuando se opera por vía húmeda: en efecto, concentrando por ebullición una disolución de cloruro de cobalto que, como es sabido, posee un color rosáceo, se vuelve azul, y diluyéndole en agua recupera su primitivo matiz.

Hay quien cree que estos cambios de color no son el simple efecto de hidrataciones y deshidrataciones sucesivas, sino más bien el resultado de modificaciones moleculares.

Escusado es advertir que se utiliza esta cualidad curiosa de los dos cambios de color, azul y rosa, según se maneje la acción del calor, para preparar tintas simpáticas.

Tres son las sales á base de protóxido de cobalto que debemos mencionar aquí, á saber: el nitrato, fosfato y arseniato; la primera, porque sirve en los ensayos al soplete para descubrir y distinguir la alúmina de la magnesia, y las otras dos, porque se emplean en la fabricación del azul *Thénard*, color muy usado en la pintura y diferentes industrias.

Se obtiene el nitrato de cobalto ($\text{CoO}, \text{No}^5 + 2\text{ag} = 109,48$) tratando el óxido de este metal con el ácido nítrico: evaporando la disolución, resultan cristales rojos, delicuescentes y descomponibles por el calor, como todos los nitratos.

Respecto á la preparación del fosfato y arseniato de cobalto, diremos que se obtienen por doble descomposición entre un fosfato de arseniato de sosa y una disolución de cobalto. La primera de estas sales es de color violeta oscuro: la segunda es de color de rosa hermoso; ambos adquieren por la calcinación un color de lila. Son isomorfas é insolubles.

Se obtiene el azul *Thénard*, calcinando una mezcla compuesta de un volumen de fosfato de cobalto y de 8 de alúmina gelatinosa, ó bien seis, si en vez del fosfato se emplea el arseniato: desgraciadamente este hermoso color se ennegrece por la acción de la luz, lo cual es debido, según Gay-Lussac, á la reducción del óxido; opinión que la práctica ha comprobado,

supuesto que basta oxigenar el producto ennegrecido para que al punto recobre su color normal.

Por espacio de mucho tiempo reemplazó el azul Thénard al *ultramar*, color natural muy costoso, extraído del *lapis-lázuli*.

Caractéres distintivos de las sales de cobalto. Todas las sales de cobalto ofrecen una coloracion roja, violeta ó lila: tratadas sus disoluciones por los álcalis fijos, producen un precipitado azul violeta de óxido de cobalto hidratado. Si son ácidas, el amoniaco las comunica un color rojizo, pero no produce precipitado alguno; cuyo efecto se reproduce si, á pesar de ser neutras, contienen mucha sal amoniaco.

El ácido sulfídrico no precipita las disoluciones cobálticas ácidas, pero lo efectúa, aunque parcialmente, cuando son neutras: los fosfatos y los arseniats solubles producen en las disoluciones cobálticas neutras, los primeros, un precipitado azul de fosfato de cobalto, y los segundos, un precipitado rosáceo de arseniato de la misma base.

En fin, el soplete es el reactivo más seguro y cómodo para conocer los compuestos de cobalto, supuesto que el fundente pirognóstico adquiere un color azul estable, por pequeña que sea la cantidad de cobalto contenida en la sustancia que se analice.

Caractéres diferenciales entre las sales de níquel y de cobalto.

COLORACION DE LAS SALES DE NIQUEL.	COLORACION DE LAS SALES DE COBALTO.
Verde esmeralda.	Rojas ó rosáceas.
La potasa produce. Precipitado verde manzana.	Azul, violeta.
El amoniaco. Coloracion azul magnífica (en las sales ácidas).	Rojo sucio.

Modo de separar el níquel de cobalto. Los medios más usuales para conseguir este resultado, están reducidos á los siguientes:

- 1.º Disolver en ácido sulfúrico ó hidroclicóric, el boton metálico que contenga ambos metales.
- 2.º Tratar la sal por un álcali fijo.
- 3.º Redisolver los óxidos resultantes en ácido nítrico.
- 4.º Verter en el líquido la cantidad estrictamente necesaria de carbonato de sosa, para precipitar el óxido férrico.
- 5.º Filtrado el líquido, se acidula ligeramente con ácido nítrico y se trata por un exceso de carbonato potásico.
- 6.º Convertir los dos carbonatos de níquel y cobalto en oxalatos respectivos: abandonada la disolución á sí misma, solo se precipita el níquel bajo la forma de oxalato de níquel.
- 7.º Filtrado el líquido, se le añade carbonato de potasa y se hierve: calcinados los productos resultantes, quedan los sesquióxidos perfectamente puros, y reducidos, suministran el metal respectivo.

Zinc. (Zn = 55,00)

Varios son los minerales de zinc que existen en la naturaleza, pero los más abundantes, y por consiguiente los que con más frecuencia se explotan, son el carbonato de zinc (*calamina*) y el sulfuro (*blenda*).

La calamina se halla casi siempre acompañada de óxido y silicato de este metal, óxido de hierro, y en fin, ganga; se conocen dos variedades, una blanca, y otra roja; la primera es menos ferruginosa que la segunda, pero más difícil de descomponer.

La blenda es un sulfuro de zinc mezclado con cortas porciones, pero variables, de ganga y sulfuro de hierro; cuando está pura se presenta en octaedros regulares ó en cubo-octaedros amarillos y traslucidos; su coloracion más frecuente es rojo verdosa; su fractura es unas veces laminosa y otras fibrosa.

El zinc obtenido, tanto de la blenda como de la calamina, procede del mismo tratamiento metalúrgico, que consiste en la calcinacion de dichos minerales; el primero, para que pierda el ácido carbónico, y el segundo, para quemar parte de su azufre y transformarle en oxisulfuro. Reducidos de este modo

al estado de óxidos, dichos minerales, se mezclan con carbon y se sujetan á una alta temperatura; el zinc y el óxido de carbono son los productos de esta reduccion.

Cuando el zinc está destilado del modo dicho, bien sea en retortas ó en cilindros, se dice que ha sido obtenido por *ascensum*, y cuando, por el contrario, se funde el mineral en un crisol herméticamente tapado, pero en cuyo fondo tiene practicada una abertura para dar paso á un tubo de hierro, entonces, no teniendo más salida el vapor metálico que este tubo, desciende y se condensa en un recipiente de hierro: este método se denomina por *descensum*.

Sea cualquiera el método de destilacion que se practique, es indudable que una parte del zinc debe oxidarse, porque este metal es fácilmente oxidable y los aparatos están llenos de aire; además, el zinc contiene constantemente cadmió, sobre todo, las primeras porciones destiladas.

La cantidad de zinc que anualmente se fabrica en Europa asciende á 300,000 quintales métricos, cantidad notable si se tiene en cuenta que el descubrimiento del metal solo data del siglo anterior.

Aun cuando al zinc se le sujete, como por lo general sucede en nuestros laboratorios, á nuevas destilaciones, no por eso debe ser considerado como químicamente puro: para obtenerle bajo esta forma (lo cual es indispensable en las investigaciones del arsénico), es preciso calcinar, en un crisol; una mezcla íntima de óxido de zinc y de azúcar; hecho esto, se introduce el residuo carbonoso en un tubo de porcelana adaptado á un horno algo en declive, se eleva convenientemente la temperatura, y por último, se recibe el zinc destilado en un barreño lleno de agua: purificado el zinc de esta manera, se presenta bajo la forma de un metal blanco azulado; cristaliza bajo dos formas incompatibles, el prisma de base exagonal y el dodecaedro pentagonal; por consiguiente, es dimórfico, su textura es laminosa y perpendicular á la superficie; su densidad varia entre 6,8 y 7,2: es poco flexible, pero muy maleable; escepto cuando, como el del comercio, contiene indicios de carbon, plomo, cobre, cadmio, hierro, manganeso y hasta algunas veces arsénico, á 400° puede ser forjado y reducido á láminas ó alambres, pero á 200° se vuelve completamente frá-

gil, hasta el punto de poderle pulverizar en un mortero calentado á esta temperatura.

El zinc es el más electro-positivo de todos los metales de las cuatro últimas secciones, funde á 500° y destila al rojo blanco. El aire seco y frio no ejerce accion alguna sobre él, pero á la temperatura roja se oxida con fenómenos muy notables de incandescencia: el aire húmedo oxida lentamente al zinc, pero la primera capa de óxido formada, preserva al resto del metal.

No debe emplearse el zinc para objetos domésticos, como por ejemplo, para bateria de cocina, pues durante la coccion de los alimentos se forman sales de zinc que son venenosas: el zinc descompone sensiblemente el agua á 100°, propiedad que le aproxima al magnesio.

La mayor parte de las sales, cuyos metales corresponden á las últimas secciones, son descompuestas por el zinc y reducidos sus óxidos.

Los usos del zinc son muy numerosos, pues, no solamente se emplea bajo la forma metálica en multitud de circunstancias, sino que forma parte tambien de varias aleaciones de que hablaremos más adelante, citando únicamente en este lugar la aleacion de zinc y hierro conocida con el nombre de *hierro galvanizado*, especie de hojalata de zinc que se obtiene sumergiendo en un baño del metal una lámina de hierro que haya estado durante quince ó veinte horas en agua acidulada con $\frac{1}{100}$ de ácido sulfúrico.

Existe una aleacion de zinc y hierro constituida por 12 equivalentes de zinc y uno de hierro, y dotado de tal dureza que apenas puede limarse.

Oxido de zinc ($ZnO = 41,00$). El zinc no forma más que un óxido básico, que puede obtenerse anhidro y por vía húmeda: se obtiene el primero, denominado *lana filosófica*, *nihilum album*, *flores de zinc*, ó *pompholis*, por cualquiera de los tres procedimientos siguientes: 1.º calentando zinc, hasta que se inflame, en un crisol abierto; en este caso se deposita sobre las paredes y bordes del crisol una sustancia blanca semejante á copos de algodón, constituida casi exclusivamente por óxido, el cual puede purificarse muy bien, por levigacion, de la corta cantidad de zinc metálico que contiene: 2.º por la

calcinacion del nitrato ó del carbonato de zinc: 5.º y en fin, por la descomposicion del bisulfito de zinc.

Por cualquiera de estos métodos resulta el zinc casi siempre blanco: si se presenta amarillo, debe atribuirse el color á la presencia de un poco de hierro; cuando es ligero y en copos blancos, procede de la calcinacion del metal; si es ligero y esponjoso, proviene de la calcinacion del bisulfito, si pulverulento y denso, ha sido originado por la calcinacion de una sal zincica; y en fin, si amarillo transparente y prismático, procede de las fábricas, ó bien es el resultado de la accion del agua y del calor sobre dicho metal.

El óxido de zinc adquiere un color amarillento por la accion del calor, pero enfriado vuelve á recobrar su color primitivo; es absolutamente fijo, pues las pequeñas porciones de óxido que se escapan, durante la calcinacion, son arrastradas mecánicamente por el vapor de metal.

Accion terapéutica del óxido de zinc y dosis. Este cuerpo, segun Orfila, ha determinado el vómito en los perros á la dosis de iij á ζ vj sin producir, por otra parte, accidente alguno. Mal preparado obra del mismo modo en el hombre. En dosis pequeñas, se prescribe como antiespasmódico. Todas las neurosis se han tratado por el cuerpo de que nos ocupamos; pero se ha empleado con especialidad contra la epilepsia, toses convulsivas, etc., con más ó ménos éxito. Segun un gran número de profesores merece la mayor confianza en las convulsiones de las criaturas y en el histerismo. Forma parte de las pildoras de Megtin, compuestas de óxido de zinc, extracto de valeriana, fumaria y beleño, empleando ζ j de cada cuerpo para 36 pildoras. La dosis es de dos á cuatro cada dia.

Exteriormente, y en estado de tucia y de calamina, que no son más que óxido impuro de zinc, se administra en pomadas, unguentos, colirios, etc. Obra como detergente, cicatrizando, roborando, en las oftalmías crónicas, las grietas del seno, las fisuras del ano, llagas, el prúrigo, etc., etc.

El agua tan solo disuelve $\frac{1}{1,000,000}$ de óxido de zinc.

Se obtiene el *óxido de zinc hidratado*, precipitando una sal soluble de zinc por los álcalis fijos: en este caso debe procurarse no añadir un exceso de precipitante, porque el óxido

de zinc se redisuelve en él, constituyendo zincicatos alcalinos solubles.

El óxido de zinc es una de las bases metálicas más enérgicas; sus sales son isomorfas con las de magnesia, protóxido de hierro, de níquel y de cobalto.

Se emplea el óxido de zinc como antiespasmódico y para combatir las oftalmías: hoy día reemplaza, en muchos puntos de Europa, al albayalde, para la pintura al óleo; razon por la que se hace un gran consumo de este óxido. Usado como el albayalde, ofrece la doble ventaja de ennegrecer por las emanaciones sulfídricas y de ser poco ó nada peligroso para los obreros y pintores.

Es muy frecuente la adulteracion del óxido de zinc por medio del almidon, creta, magnesia y hasta arcilla. El almidon se reconoce por la tintura de iodo; la arcilla por el ácido acético, que solo disuelve la cal y la magnesia, respecto de las dos tierras, no hay más que hacer uso de los reactivos ya indicados.

100 partes de óxido de zinc contienen:

80,49 = Zinc.

19,51 = Oxígeno.

100,00

Cloruro de zinc ($\text{ZnCl} = 63,45$). La union del zinc con el cloro es tan intensa, que cuando se ponen limaduras de zinc en contacto con el gas, arde el metal lanzando chispas brillantes.

El mejor método para preparar el cloruro zincico, consiste en disolver, sea el metal, ó el óxido, ó bien el carbonato, en el ácido hidroclórico; evaporando la disolucion, se obtiene, primeramente, cloruro de zinc cristalizado é hidratado: continuando la operacion, resulta una sustancia butirosa, llamada por los antiguos manteca de zinc, que es el mismo cloruro de zinc anhidro.

El cloruro de zinc es gris, trasparente, fusible á 250° , fijo, pues solo esparce vapores sensibles á una temperatura próxima á 400° ; propiedad de que se saca partido para preparar baños de él para temperaturas elevadas y constantes: es deli-

cuescente, soluble en el agua y en el alcohol. Cuando actúa bajo la influencia del calor, sobre esta sustancia, tiene lugar una reacción, en la que uno de los productos es el *éter sulfúrico*.

El cloruro de zinc anhidro contiene en 100 partes:

48,22 = zinc.

51,78 = cloro.

100,00

Empleo médico. Se ha empleado como cáustico en los tumores cancerosos.

Oxiclорuro de zinc ($ZnO, ZnCl = 109,45$). Bajo este nombre se conoce una especie de cemento dotado de una dureza notable, supuesto que excede al mármol en dicha cualidad: es además inalterable á la humedad y al frío; resiste á un calor de 500° , y apenas es atacado por los ácidos.

Se obtiene este cemento, disolviendo el óxido de zinc en agua saturada de cloro á 50 ó 60° , del areómetro de Beaumé; y en fin, añadiendo 5 por 100 de borax ó de sal amoníaco. Para preparar el oxiclорuro de zinc destinado á la pintura, se añade á dos litros de cloruro de zinc, (á 58° de Beaumé), cinco litros de agua que tenga en disolución 2 por 100 de carbonato de sosa, y acto continuo se deslie poco á poco en el líquido la cantidad de óxido de zinc necesaria para que la mezcla adquiera la consistencia de la pintura al óleo.

Sulfato de zinc ($ZnO, SO^3 + 7ag = 144,00$). Se obtiene esta sal siempre que se prepara el hidrógeno mediante el zinc y el ácido sulfúrico (v. el tomo 1.º, pag. 79): el sulfato del comercio es conocido con el nombre de *vitriolo blanco*, ó *caparrosa blanca*, y se obtiene en grande calcinando la blenda. Por ninguno de estos métodos resulta el sulfato de zinc perfectamente puro: para obtenerle bajo este estado, es necesario descomponer el óxido puro ó carbonato por el ácido sulfúrico igualmente puro.

La sustancia extraña que más generalmente se evidencia en el sulfato de zinc, es el sulfato ferroso, del cual puede privársele, según Gay-Lussac, haciendo pasar una corriente

de cloro á través de una disolucion de sulfato de zinc impuro; por cuyo medio todo el hierro pasa al estado de peróxido. Eliminado por ebullicion el exceso de cloro, no hay más que añadir al liquido un poco de óxido de zinc puro, para que al cabo de algunas horas, todo el óxido férrico sea precipitado por completo.

Accion del sulfato de zinc en la economia animal. Muchas observaciones de envenenamientos accidentales, han demostrado que las personas pueden tomar hasta zij sin que les cause la muerte. Es esencialmente emético, determina además la inflamacion de las partes con quienes se ha puesto en contacto. La leche y el agua albuminosa, pueden emplearse como antidoto: nosotros aconsejamos que se añada por cada litro de liquido zß de bicarbonato de sosa.

Empleo médico del sulfato de zinc. Interiormente es un emético activo, que debe emplearse, sobre todo, en los envenenamientos, ó cuando existen síntomas graves del cerebro. Como vomitivo, se les dá á los niños desde 4 á 6 granos, y á los adultos desde 6 á 56. Exteriormente se administra con mucha frecuencia; produce en este caso, en las mucosas ó en el dermis desnudo, una viva inflamacion, cuya intensidad está en razon directa de las dosis. Se obtienen buenos resultados en los catarros crónicos y agudos de las membranas mucosas. Así, pues, en la conyuntivitis (mucosas de la conyuntiva) (uretritis) de la uretra, inflamacion de la mucosa del olfato, se prescribe desde $\frac{1}{4}$ de grano á 4 granos en zj de agua destilada; á la dosis de j á zij por ß de agua en inyecciones en las leucorreas; en las mismas dosis y en gargarismos en las enfermedades crónicas de la garganta; en lociones ó baños en afecciones crónicas; afecciones herpéticas á la dosis de dos á ziv en el agua del baño, etc.

La semejanza entre el sulfato de zinc y el de magnesio, puede ocasionar equivocaciones funestas, y aun cuando la propiedad emética del sulfato de zinc y la accion descomponente sobre los jugos del estómago, disminuyen en gran parte los efectos de semejante cambio, sin embargo, bueno es indicar que si tal sucede, debe administrarse el agua albuminosa, dotada de la propiedad de producir un coágulo, en contacto del sulfato de zinc, haciendo á éste insoluble.

Suele emplearse el sulfato de zinc además, como agente terapéutico para conservar las piezas anatómicas, y finalmente en el estampado de telas.

El sulfato de zinc cristalizado, contiene en 100 partes:

28,48 = óxido de zinc.

27,77 = ácido sulfúrico.

45,75 = agua.

100,00

Caractéres distintivos de las sales de zinc. Las sales de zinc son incoloras, á menos que el ácido no posea color; carácter que las distingue de las de manganeso, hierro, cobalto y níquel: el sabor de las sales de zinc, es estíptico, amargo y nauseabundo.

Las disoluciones de zinc precipitan por el amoniaco, pero el precipitado producido se *redisuelve instantáneamente* en un exceso de dicho álcali; circunstancia que tambien ofrece con la potasa ó sosa, si bien con menos rapidez: tambien es soluble en los carbonatos de KO, NO, NH, ³HO: la propiedad que tiene el óxido de zinc, de ser redissuelto en el amoniaco, sirve para distinguirle y separarle de las disoluciones salinas, en donde se halla asociado á los metales alcalinos, alcalino-térreos y térreos.

En fin, el sulfidrato de amoniaco, forma con las sales solubles de zinc, un *precipitado blanco* de sulfuro zincico, esencialmente característico.

Se separa el óxido de zinc del de manganeso, neutralizando la disolucion clorhídrica de ambos por medio del carbonato sódico; luego se vierte cianuro potásico; y por último, vuelve á añadirse nueva porcion de carbonato sódico: hirviendo el líquido, sucede que todo el manganeso se deposita al estado de carbonato, mientras que el zinc queda en disolucion.

Puede separarse igualmente el óxido de zinc del de níquel por el método Wohler, que consiste en concentrar la disolucion de ambos metales, añadir un exceso de potasa y luego ácido cianhídrico en cantidad suficiente para redissolver el precipitado; con lo que se produce una disolucion de cianuros

dobles, que, finalmente, se tratan por monosulfuro potásico: todo el zinc se precipita bajo la forma de sulfuro zincico.

Cadmio ($\text{Cd} = 55,75$).

El cadmio fué descubierto á la vez en 1818 por Stromeyer y Hermann: acompaña casi siempre á los minerales de zinc. Se obtiene recogiendo las primeras porciones de zinc reducido y destilado, por cualquiera de los métodos anteriormente indicados; en seguida se trata la mezcla de los dos metales por ácido sulfúrico, con lo que se forma sulfato de zinc y de cadmio; se recogen los cristales, se disuelven en agua destilada, y en fin, se hierve el líquido con un exceso de potasa: este álcali redisuelve al óxido de zinc precipitado, mientras que deja intacto al de cadmio. Recogido y lavado sobre un filtro, el óxido de cadmio, se deseca y mezcla despues con carbon, para reducirle, á una temperatura conveniente, y dentro de una retorta de barro ó de porcelana en comunicacion con un recipiente de vidrio que contenga algunas pulgadas cúbicas de agua caliente.

Purificado el cadmio, de este modo, se presenta bajo la forma de un metal gris negruzco; bastante ductil y maleable supuesto que puede reducirse á hojas muy delgadas y producir alambres finos: su densidad = 8,7; funde antes del calor rojo; su vapor se inflama y arde con una luz brillante análoga á la que produce el zinc.

El cadmio, forma, como el anterior metal, un solo óxido (CdO) que puede obtenerse anhidro é hidratado: se prepara bajo el primer aspecto, fundiendo al aire libre el cadmio (flores de cadmio), ó bien descomponiendo el carbonato cádmico por la accion del calor. Es de color parduzco, y muy dificilmente soluble en el amoniaco: para obtenerle hidratado, no hay más que tratar el sulfato cádmico por la potasa ó sosa cáustica, y lavar con agua destilada el precipitado blanco, y gelatinoso producido.

Respecto al sulfato cádmico, sal análoga al sulfato de zinc, puede prepararse directamente como el de este metal, ó bien lavando la blenda cadmifera despues de calcinada, y evaporando el líquido hasta la consistencia debida.

Ioduro de cadmio ($\text{CdI} = 181,75$). Se obtiene este ioduro, muy usado actualmente en la terapéutica y para el colodion fotográfico, de una manera semejante á la empleada para preparar el ioduro ferroso, esto es, calentando en un matr az limaduras de cadmio, iodo y agua: la combinacion es muy pronta entre ambos cuerpos; resultando una disolucion limpida   incolora de ioduro, poniendo un ligero exceso de metal.

Evaporado el liquido, se obtiene la sal en cuestion de aspecto nacarado, muy blanca y brillante; completamente inalterable al aire y muy soluble en agua y en el alcohol: su fijez a esplica el por qué los médicos y fotgrafos le prefieren   otros ioduros menos estables, como por ejemplo, los de potasio y amonio.

Segun las observaciones de Garrod, resulta que asociado el ioduro de cadmio con la enjundia, es mucho más absorbido por la piel que el ioduro potásico; asi es que, se ha visto frecuentemente, en el hospital de Lóndres ceder en poco tiempo á este medicamento glándulas escrofulosas de gran v lumen, rebeldes al tratamiento del iodo y de los ioduros alcalinos.

El ioduro de cadmio es anhidro, y contiene:

50,66 = cadmio.

69,34 = iodo.

100,00

Caract res de las sales de cadmio. El zinc met lico, precipita al cadmio de todas sus disoluciones salinas; el óxido hidratado, que los álcalis fijos precipitan igualmente de sus sales, no es soluble en un exceso de reactivo, pero sí se redissuelve, como el zinc, en el amoniaco. Todas las sales c dmicas solubles, precipitan en amarillo hermoso por el hidrógeno sulfurado y los sulfuros alcalinos (sulfuro de cadmio = CdS), esta reaccion y la de los álcalis, son caracteristicas.

El sulfuro de cadmio, es muy usado por los pintores, y aun lo seria más si no fuera tan caro: asi que no es raro verle adulterado con 25 por 100 de creta; cuyo fraude se conoce tratando la mezela con ácido hidroc lico débil, que disuelve el carbonato de cal y deja intacto al sulfuro.

Urano (U = 60).

El urano fué descubierto en 1843 por Peligot aplicando el método de Wohler, esto es, descomponiendo el cloruro de urano por el vapor de potasio; pero el metal obtenido de esta manera se presenta pulverulento y sin brillo. Para aislarle bajo el estado, verdaderamente metálico, aconseja Wohler, recoger el urano pulverulento y fundirle con una capa espesa de sal, dentro de un crisol de plumbagina: de esta manera resulta un boton metálico de color blanco amarillento, duro, semimaleable, que adquiere color más amarillento al contacto del aire, y cuya densidad es = 18,4.

El urano no descompone el agua á la temperatura ordinaria; pero se disuelve con desprendimiento de hidrógeno en los ácidos salinos: sus disoluciones son por lo general verdes cuando el ácido no ha actuado sobre ellas como oxidante. En el estado pulverulento, se une al cloro con desprendimiento de calor y luz; produciendo el mismo fenómeno á la temperatura de la ebullicion con el azufre: por último, calentado el urano, poco á poco, en una cápsula, arde con incandescencia convirtiéndose en un óxido verde oscuro, cuyo volúmen es mucho más considerable que el del metal pulverulento empleado.

Varias son las combinaciones del urano con el oxígeno, pero solo nos ocuparemos del sesquióxido, última série de su oxigenacion.

Sesquióxido de urano ($U^2O^3 = 144,00$). Existe en algunos puntos, pero particularmente en Bohemia, un mineral denominado *Pechblenda* constituido en gran parte de óxido de urano: tratado por el ácido nítrico, se obtiene el nitrato de urano bajo la forma de hermosos cristales amarillos verdosos, cuyos cristales calcinados á 250° dejan por residuo el *sesquióxido de urano* anhidro. Se obtiene hidratado ($U^2O^3 + ag$) evaporando á sequedad la disolucion alcohólica de nitrato de urano y lavando con agua el residuo de la reaccion: este óxido ofrece la rara particularidad de que combinado con los ácidos, forma sales en donde la relacion del oxígeno de la base, respecto de la del ácido, difiere de la ley de Berzelius establecida para las sales del mismo género; así es que siendo dicha ley en los sul-

atos y nitratos ordinarios : : 4 : 3 en los primeros y : : 4 : 5 en los segundos, en el sulfato de sesquióxido de urano, la relacion es : : 5 : 3 y : : 5 : 5 en el nitrato. Se ha pretendido explicar esta anomalia suponiendo que el sesquióxido de urano, solo podia producir sales tribásicas, lo cual es violento, supuesto que se obtienen constantemente sales básicas de dicho óxido, aun cuando exista un exceso de ácido.

Radical uranilo. Con el objeto de dar una explicacion satisfactoria á los hechos precedentes, Peligot propone considerar el sesquióxido de urano, como una combinacion de oxígeno con una molécula compleja constituida de metal y oxígeno, y á la que denomina uranilo; en este caso el sesquióxido de urano, queda convertido en óxido de uranilo ($O + U^2O^2 = U^2O^3 = UyO$) y desaparece la indicada anomalia. En efecto, si en las sales constituidas por el citado cuerpo, se admite que las dos moléculas de oxígeno de las tres del sesquióxido están unidas á las dos del metal, produciendo el agrupamiento molecular hipotético mencionado, es evidente que queda ya armonizada la relacion del oxígeno de la base respecto de la del ácido con los demás géneros de sales, segun puede deducirse por los ejemplos siguientes:

Nitrato de uranilo = UyO, NO^5	Sulfato de potasa = KO, SO^3
Sulfato de uranilo = UyO, SO^3	Nitrato de potasa = KO, NO^5
Cloruro de uranilo = Uy, Cl	Cloruro de potasio = K, Cl

El sesquióxido de urano posee un color amarillo vivo; cuando está hidratado, pierde la mitad de su agua á 100°, y queda completamente anhidro á 500°; á una temperatura más elevada abandona una parte de su oxígeno, transformándose en óxido salino verde (UO, U^2O^3). Los ácidos le disuelven con facilidad; sus disoluciones son verdes, y no puede ser eliminado por los álcalis en razon á unirse con ellos produciendo un precipitado de uranato alcalino; circunstancia que se verifica igualmente tratando sus disoluciones por el carbonato de sosa ó amoniaco.

El sesquióxido de urano ó más bien el uranato de sosa sirve para preparar ciertos colores amarillos empleados en la decoracion de la porcelana, y *dichroismo* del cristal.

Se fabrica en grande el amarillo de urano ó uranato de sosa, pulverizando finamente la plech-blenda; mezclándola con carbonato de cal, y sometiendo el todo á una calcinacion conveniente, con lo que se forma un compuesto de cal y de sesquióxido de urano que, colocado en cubas de madera, se le sujeta á la accion del ácido sulfúrico débil; hecho esto, se separa por decantacion el líquido ácido, y se le trata por carbonato de sosa, que precipita todos los óxidos metálicos y redissuelve el sesquióxido de urano: por último, se filtra el líquido alcalino y se vierte ácido sulfúrico hasta que no produzca efervescencia: todo el urano se separa bajo el estado de uranato ácido de sosa poco soluble, que despues de lavado convenientemente se sujeta á la accion de la prensa.

Caractéres de las sales de urano. Las sales á base de protóxido de urano son verdes: sus disoluciones tratadas por los álcalis y el amoniaco forman un precipitado gelatinoso negruzco, que pasa á amarillo (sesquióxido) en contacto del oxigeno del aire. Esta reaccion sirve para distinguir las sales uranosas de las del níquel, cromo, y protóxido de hierro, que son igualmente verdes.

Las sales á base de sesquióxido (óxido de uranilo) son amarillas; sus disoluciones alcohólicas expuestas al sol enverdecen al poco tiempo, porque la base queda reducida al estado de protóxido: todas las sales amarillas de urano son descomponibles por los álcalis, y el precipitado amarillo obtenido es un *uranato alcalino* y no un sesquióxido.

RESUMEN.

1. Existe un mineral conocido con el nombre de hierro cromado ($\text{FeO}, \text{Cr}^2\text{O}^3$) que es el origen de donde proceden las sales de cromo y aun el mismo metal, el que puede obtenerse por el método general de Wohler, esto es, descomponiendo el cloruro por el vapor de potasio.

Aun cuando el cromo forma dos óxidos, solo nos ofrece interés el sesquióxido isomorfo con el de hierro, manganeseo etc.: puede obtenerse el sesquióxido de cromo anhidro é hidratado. El primero, calcinando partes iguales de bicromato potásico y

ácido bórico, ó bien proporciones idénticas de dicha sal y azufre; lavado el residuo queda un polvo verde y amorfo; sin embargo, puede obtenerse bajo la forma de pequeños cristales romboédricos, isomorfos con la alúmina, dirigiendo á un tubo calentado el ácido clorocrómico líquido.

En cuanto al óxido crómico hidratado, se prepara tratando una disolución concentrada de bicromato potásico por cierta cantidad de ácido clorhídrico, y sometiendo despues el líquido resultante y caliente á la acción de una corriente de ácido sulfuroso: vertiendo amoniaco en el líquido de un color verde esmeralda (esta piedra preciosa debe su color al sesquióxido de cromo), se obtiene un precipitado gris azulado, de hidrato de sesquióxido de cromo ($\text{Cr}^2\text{O}^3 + 10 \text{ ag}$).

2. Se prepara el ácido crómico, vertiendo 120 á 150 volúmenes de ácido sulfúrico puro, sobre 100 volúmenes de una disolución fria de bicromato potásico, preparada por ebullicion sobre un grande exceso de sal: el ácido crómico cristaliza en agujas rojas; su composición es análoga á la de los ácidos manganíco y férrico; goza de un poder oxigenante enérgico.

Se obtiene el cromato potásico, en grande escala, calcinando en un horno de reverbero dos partes de hierro cromado y una de nitrato potásico: podemos prepararle en nuestros laboratorios, bien sea calcinando el sesquióxido de cromo, con nitro, ó bien neutralizando con potasa el ácido crómico, ó bien en fin, saturando el bicromato por la referida base.

En cuanto al bicromato potásico, puede obtenerse con suma facilidad tratando el cromato neutro por el ácido acético: el cromato de potasa goza de un poder colorante extraordinario, supuesto que una parte de él puede comunicar una coloracion amarilla muy sensible á 40,000 partes de agua. El bicromato potásico cristaliza en hermosas tablas de color rojo intenso; y se emplea con frecuencia en los laboratorios como poderoso agente de oxigenacion.

Se obtiene el ácido clorocrómico bajo el aspecto de un líquido rojo oscuro, volátil, fumante, y cuyos vapores guardan la mayor analogía con los del ácido hiponítrico, destilando en una retorta y bajo la influencia del calor, una mezcla constituida de diez partes de sal comun fundida, 17 de bicromato potásico y 20 de ácido sulfúrico.

Todos los compuestos de cromo tienen color verde, amarillo, ó rojo; sus principales caractéres distintivos, son: el precipitado amarillo que las sales de cromo, rojas ó amarillas, producen en las sales solubles de plomo: toda sal de cromo tratada con alcohol, ácido hidroclopórico, y hervida despues, adquiere un hermoso color verde esmeralda característico.

5. Existe en la naturaleza un mineral que contiene grande cantidad de níquel, y es conocido con el nombre de *kupfer-níquel* (arseniuro de níquel NiAs); para obtener el níquel perfectamente puro, se toma el del comercio al cual le acompañan casi constantemente, el cobre, hierro, arsénico, antimonio, cobalto, etc.; se disuelve en el ácido nítrico, procurando que haya siempre un exceso de metal, y se hierve la disolucion durante algun tiempo. La ebullicion prolongada, en presencia de un exceso de níquel, precipita todo el óxido férrico de una parte del cobre: hecho esto, se hace pasar á través del líquido préviamente diluido en agua destilada, una corriente de hidrógeno sulfurado, se concentra el líquido por evaporacion á la mitad de su volúmen, y por último, se mezcla con ácido oxálico concentrado. Todo el níquel se precipita perfectamente puro en el estado de oxalato, reducido este, queda aislado el metal.

Es un metal blanco agrisado de fractura fibrosa; más dúctil sometido á la hilera que al laminador: su densidad = 8,66: se emplea para aleaciones de uso doméstico, como el argentan, maillechor, etc.

El níquel produce dos óxidos NiO, y Ni²O³: el primero, base de las sales de níquel, tiene el aspecto de un polvo verde, y se prepara calcinando el carbonato de níquel, el segundo, no salificable: es amorfo, pulverulento, negruzco, y se prepara vertiendo el hipoclorito de sosa sobre el carbonato de níquel.

Pueden obtenerse directamente tanto el sulfato como el cloruro de dicho metal.

Las sales de níquel (protóxido) hidratadas, poseen un hermoso color verde, tratadas por un álcali fijo, producen un precipitado verde manzana de hidrato de óxido; en presencia del amoniaco adquieren las disoluciones de níquel, ácidas, un magnifico color azul.

4. El cobalto existe igualmente en la naturaleza, asociado al arsénico, constituyendo un arseniuro y un arsenio sulfuro de cobalto (arseniuro cobaltoso = CoAs ; cobalto gris = $\text{CoS}^2 + \text{CoAs}$): para obtener, mediante el mineral de cobalto, dicho cuerpo perfectamente puro, se siguió el mismo procedimiento indicado respecto de la purificación del níquel, escepto que se emplea el oxalato de amoniaco muy amoniacal, en vez del ácido oxálico puro.

El cobalto es un metal de color gris de acero, brillante, capaz de adquirir un hermoso pulimento, duro y frágil; su densidad = 8,5; casi tan refractario como la fundición de hierro, y en fin, magnético; el cobalto forma, como el níquel, un óxido básico de la fórmula general RO , base de la generalidad de sus sales; se obtiene precipitando el cloruro ó nitrato (que pueden prepararse directamente por medio del carbonato de potasa), y calcinando despues con suma precaucion el carbonato resultante: este óxido es anhidro, y se presenta de un color gris ceniciento. El óxido de cobalto preparado por vía húmeda (precipitando una sal soluble de cobalto por la potasa), es hidratado, y posee un color lila azulado.

El óxido de cobalto se emplea principalmente en la fabricación del *esmalte*, especie de vidrio azul que se prepara fundiendo una mezcla de mineral de cobalto calcinado, arena blanca y carbonato potásico.

El *azul Thénard* es el resultado de la calcinación de una mezcla compuesta de un volúmen de fosfato de cobalto y de ocho volúmenes de alúmina gelatinosa.

Todas las sales de cobalto poseen un color rosáceo, violeta ó lila; se distinguen de las de níquel, además del color dicho, pues el de estas es verde, en que tratadas por los álcalis fijos producen un precipitado azul violeta de hidrato de óxido (las de níquel le producen de color verde manzana), y sobre todo, en que tratadas por el amoniaco, toma el líquido una coloración rojiza, al paso que las de níquel, ácidas, producen en igualdad de circunstancias un hermoso color azul. Por último, la menor porción de una sal de cobalto, adquiere, ensayada al soplete y mediante la acción de un agente pirognóstico cualquiera, un hermoso color azul persistente.

5. Los minerales de zinc, que generalmente se explotan

para obtener dicho metal, son; el carbonato (calamina), y el sulfuro (blenda): destilando una ú otra especie mineralógica, previamente calcinada y mezclada con carbon, se obtiene el zinc, aunque no con la pureza necesaria para los usos á que se destina en nuestros laboratorios, sobre todo, cuando ha de servir para descubrir la presencia del arsénico en el aparato de Marsh. Para obtener el zinc perfectamente puro, se trata el metal del comercio por el ácido hidroclórico, se evapora á sequedad el cloruro resultante, y en fin, se destila despues á una temperatura de 250° á 300°, con lo cual se le priva del cloruro arsenical que puede contener; hecho esto, se disuelve el residuo en agua, se precipita el liquido por el carbonato de sosa, y lavado el óxido resultante, se calcina, previamente mezclado con azúcar, dentro de una retorta de porcelama, en comunicacion con un matraz de vidrio lleno como hasta la mitad de su volúmen de agua caliente: repetida esta misma operacion con el zinc resultante, dos ó tres veces, podemos estar seguros de obtenerle químicamente puro.

El zinc es un metal azulado, brillante y de textura laminosa, maleable á 100°, y capaz de producir alambres bastante delgados; su densidad = 6,8; funde á 360°; hierve al rojo blanco, y si entonces se halla en contacto con el oxígeno del aire, arde con un poder luminoso intenso, y se convierte en la lana filosófica de los antiguos (óxido de zinc anhidro).

6. El zinc forma dos óxidos, á saber: el que acabamos de indicar, y el hidratado: se obtiene este, precipitando con mucho cuidado por la potasa ó sosa cáustica, una sal soluble de zinc, por ejemplo, el sulfato.

Se obtiene en grande el sulfato de zinc (caparrosa blanca, vitriolo blanco), de un modo semejante al del sulfato ferroso; esto es, tostando la blenda y lixiviándola despues con agua: podemos obtenerle directamente mediante el zinc y el ácido sulfúrico, ó bien utilizando el residuo de la estraccion del hidrógeno. El sulfato de zinc es blanco, cristalizabile en prismas con siete equivalentes de agua, é isomórfico con el sulfato de magnesia: es astringente y se emplea como antioftálmico.

Puede obtenerse igualmente el cloruro ó manteca del zinc por la accion directa del metal y el ácido: es una sal muy delicuescente, soluble en el agua y en el alcohol, al que eterifica

en parte, cuando actúa sobre él con el intermedio del calor.

Las sales de zinc son incoloras, á ménos que el ácido sea coloreado; cuyo carácter sirve ya para distinguirlas de las de manganeso, hierro, cromo, níquel y cobalto; sus caracteres más distintivos son: redisolverse con más energía en el amoníaco que en la potasa y sosa, el precipitado obtenido por la acción de estos álcalis sobre sus sales solubles; propiedad que distingue al óxido de zinc, de la cal, barita, estronciana, y en fin, de todas las tierras. Por último, el sulfidrato de amoníaco distingue al zinc de los demás metales, supuesto que forma un precipitado perfectamente blanco de sulfuro de zinc, cuando la sal es químicamente pura.

7. El cadmio existe en casi todos los minerales de zinc, y es á este metal, lo que el níquel al cobalto: se obtiene tratando las primeras porciones de zinc destilado (sea por *ascensum* ó *descensum*) por el ácido sulfúrico; concentrando la disolución de ambos sulfatos, y tratando estos por un exceso de potasa, redissuelve el de zinc, y deja intacto el de cadmio. Reducido el óxido por medio del carbon, obtendremos el metal, que se presenta de color blancuzco, blando y perfectamente maleable en frío: su densidad es = 8,6; cruje cuando se le encorva; arde en contacto del aire y se transforma en óxido (flores de cadmio); y en fin, es mucho más fusible y volátil que el zinc. Se obtiene el ioduro de cadmio, del mismo modo que el ioduro ferroso, esto es, hirviendo en agua destilada limaduras de cadmio en esceso, y iodo: evaporando el líquido, préviamente filtrado, resulta la sal perfectamente blanca y de aspecto nacarado. Es una sal muy soluble y absorbible por la piel con más intensidad que todos los ioduros; por cuya razón se usa asociada á la enjundia bajo la forma de pomada, para combatir las glándulas escrofulosas, aun cuando sean de gran volúmen.

Dos son los reactivos que distinguen las sales de cadmio, de las de zinc, á saber: la potasa cáustica, que, como hemos visto, solo redissuelve el óxido zincico; y el hidrógeno sulfurado, que forma en las sales cádmicas un magnífico precipitado amarillo de sulfuro de cadmio.

8. Se obtiene el urano, descomponiendo el cloruro de urano por el vapor de potasio y fundiendo el residuo, al rojo blan-

co, con un exceso de sal comun: el urano existe en la naturaleza combinado con el oxigeno, constituyendo la *pech-blenda* (urano oxidulado). El urano es un metal blanco-amarillento, duro y semi-maleable; adquiere un color amarillo al contacto del aire: su densidad = 18,4: disuelto en ácido hidroc্লórico se transforma en cloruro uranoso verde. El urano forma dos óxidos (UO . y U^2O^3): el primero, es un polvo negruzco compuesto de pequeños cristales, insoluble en todos los ácidos, escepto el nítrico que le transforma en nítrato de sesquióxido de un bello amarillo: se obtiene hirviendo la solución acuosa de cloruro uranoso. Todas sus sales son verdes.

Con objeto de hacer desaparecer la anomalía existente entre las sales de sesquióxido de urano (el cual se obtiene calcinando á 200° el nítrato), respecto á la relación entre la cantidad de oxigeno del ácido comparada á la de la base fijada por Berzelius en todo género de sales y en el mismo grado de saturación, se admite por varios químicos la existencia de un radical hipotético denominado uranilo ($Uy = U^2O^2$), el cual unido á un equivalente de oxigeno, produce un óxido de la fórmula general RO ; el que, conservando implícitamente la composición del sesquióxido, guarda ya en todos los casos salinos la ley de Berzelius enunciada.

9. Se usa el sesquióxido de urano, ó más bien el uranato ácido de sosa, para la decoción de la porcelana y vidrio.

Las sales de urano de protóxido son verdes, y amarillas; las de sesquióxido, tratadas por los álcalis producen un precipitado amarillo constituido, no por el hidrato de sesquióxido, sino por un *uranato alcalino*. Expuestas al sol las disoluciones alcohólicas de sesquióxido de urano, enverdecen al cabo de cierto tiempo, mediante la base al estado de protóxido.

en don un átomo de sal común: el demás existe en la parte
 tal vez combinado con el oxígeno, constituyendo la parte blanda
 de (su una amoníaco). El agua es un líquido blanco amarillado
 los días y semi-transparente; al hacer un coloramiento al contacto
 del agua; se deshace en H₂O: después en agua destilada, se
 se transforma en agua blanca y verde. El agua forma dos
 ácidos (H₂O y H₂O⁺): el primero, es un ácido neutro com-
 puesto de átomos sencillos, insoluble en todos los ácidos,
 excepto el ácido que se transforma en ácido de amoníaco
 de un bello amarillo; se disuelve formando la solución conocida
 de cloruro amoníaco. Todos sus sales son verdes.

Con hipoclorito de sodio se prepara la amoníaco existente en
 las sales de amoníaco de uranio (el cual se obtiene calcinando
 uranio a 300° el nitrito), respecto a la relación entre la cantidad
 del ácido oxigénico del ácido compuesto a la de la base, basta por
 decirse en todo grupo de sales y en el mismo grado de sa-
 turación se admite por varios quínicos la existencia de un
 radical hipoclorito denominado uranio (U⁺); en cual con-
 tiene un equivalente de oxígeno, produce un ácido de la for-
 mula general HO₂U, el que, considerando impudicamente la com-
 posición del amoníaco, guarda ya en todos los casos iguales
 leyes de formación empírica.

9. Se pesa el amoníaco de uranio, 6 tras bien el amoníaco
 ácido de rosa, para la decoloración de la porcelana y vidrio.

Las sales de uranio de protóxido son verdes y amarillentas;
 las de sesquióxido, tratanse por los ácidos producen un pro-
 ducto amarillo constituido, no por el ácido de sesquióxido,
 sino por un venado alcohólico; después al sol las disoluciones
 alcoholicas de sesquióxido de uranio, conviértense al cabo de
 cierto tiempo, mediante la luz al estado de protóxido.

LECCION NOVENA.

ESTAÑO; su estraccion y propiedades.—Oxido estánnico, ácido estánnico y metastánnico; obtencion y estudio de las propiedades más notables de estos cuerpos.—Combinaciones del azufre y cloro con el estaño; sulfido estánnico ú oro musivo; cloruro estánnico y estánnico; obtencion y estudio de estos compuestos.—Aleaciones de estaño; hojalata; moaré metálico; su preparacion, caractéres y usos.—Reactivos más importantes de las sales de estaño.—ANTIMONIO; su obtencion y propiedades.—Acidos antimonio-so y antimónico.—Bimetantimoniato de potasa; obtencion y caractéres de estos cuerpos.—Sulfuros y oxisulfuros de antimonio; su estraccion y caractéres más distintivos.—Cloruros de antimonio; su método de obtencion, caractéres y usos.—Hidrógeno antimoniado; su obtencion y caractéres distintivos.—Reactivo de las sales de antimonio.—COBRE; su obtencion y propiedades.—Estudio de los óxidos, sulfuros y sales más interesantes de cobre; sus caractéres distintivos.—Aleaciones del cobre: su método de obtencion; propiedades y usos más frecuentes.—Reactivos de las sales de cobre.—PLOMO; su obtencion y propiedades.—Óxidos de plomo; su método de obtencion y caractéres más sobresalientes.—Estudio de las principales sales de plomo.—Sus caractéres y usos más frecuentes.—Reactivos de las sales de plomo.—BISMUTO; su obtencion y propiedades.—Estudio de los principales compuestos de bismuto.—Reactivos de las sales de bismuto.—Resumen.

Estaño ($\text{Sn} = 58,82$).

El estaño se conoce desde la más remota antigüedad: es poco abundante en la naturaleza y casi siempre se halla unido al oxígeno constituyendo una especie mineralógica conocida con el nombre de *casiterita*.

Para obtener el estaño, se empieza por pulverizar el mineral, en seguida se lava para privarle de las sustancias estrañas que le acompañan; hecho esto, se calcina, y por último, se funde en altos hornos ó de reverbero, préviamente mezclado con carbon y un fundente; fundiendo varias veces á un calor suave, el metal resultante, llega á obtenerse el estaño perfectamente puro.

La produccion anual de este metal se valúa en 75,000 quintales métricos, de los que la Inglaterra produce la mitad, la Alemania una cuarta parte y el resto procede de las Indias

Orientales. Para obtener el estaño puro, en nuestros laboratorios, hay que tratar el del comercio por el ácido nítrico, y someter á una locion alternativa de agua y ácido clorhídrico el polvo blanco de ácido metastánnico producido; y por último, desecarle y reducirle por medio del carbon en una retorta de plombajina.

El estaño procedente de Malaca posee generalmente una gran pureza.

El estaño se presenta bajo la forma de un metal blanco semejante á la plata, muy brillante y cristalizable; cruje cuando se le dobla entre las manos (*grito del estaño*); dimórfico, pues en unos casos puede afectar la forma prismática, y en otros el cubo; más blando que el oro, pero más duro que el plomo; muy dúctil y capaz de ser reducido á hojas muy delgadas (papel de estaño): su densidad igual = 7,29; funde á 228°; fácilmente oxidable en contacto del aire húmedo y caliente; desarrolla por el frote un olor poco agradable y posee un sabor difícil de definir.

El estaño ocupa el cuarto rango entre los metales maleables y el octavo respecto de los dúctiles y tenaces: un alambre de 2^{mm} de diámetro, solo cede á un peso de 15^k,7.

El estaño descompone el vapor de agua al calor rojo, apoderándose de su oxígeno y pasando al mayor grado de oxigenación conocido: el ácido hidrocórico caliente actúa sobre él con grande energía, mientras que en frio sucede lo contrario: en ambos casos hay desprendimiento de hidrógeno. Se sobreoxida con mucha violencia por el ácido nítrico diluido, mientras que no lo efectúa con igual intensidad con el concentrado (densidad = 1,5); finalmente, el ácido sulfúrico concentrado y caliente se descompone en presencia del estaño, produciéndose ácido sulfuroso, hidrógeno sulfurado y azufre que queda en libertad: para esplicar estos hechos es forzoso admitir que el metal se oxida á la vez á favor del oxígeno del ácido y del de agua.

Accion del estaño en la economia animal. El estaño que en el estado de metal puro, no es venenoso, se transforma en sustancia tóxica tan pronto como se oxida ó forma alguna combinacion salina. El estaño que constituye los instrumentos culinarios ó domésticos se encuentra casi siempre aleado á cierta

cantidad de plomo. Cuando se preparan los alimentos en dichos aparatos no ofrecen el menor peligro, pues, admitiendo que pueda originarse una sal de plomo será esta descompuesta muy pronto por el estaño, deponiéndose de nuevo sobre este, el plomo metálico. Algunos médicos lo han recetado en polvo como antihelmintico desde ʒj á vj : forma parte del licor confortativo de Paracelso.

Se conocen dos grados de oxidacion del estaño: el óxido estannoso y el ácido estánnico y metastánnico.

Oxido estannoso, protóxido de estaño ($\text{SnO} = 66,82$). Puede obtenerse el óxido de estaño, bien sea hidratado, ó bien anhidro: en este último caso presenta diferentes estados isoméricos.

Para preparar el óxido de estaño hidratado, no hay más que tratar por potasa cáustica una disolucion de cloruro estannoso, procurando que no haya un exceso de álcali, pues en este caso se redisuelve el óxido obtenido: se presenta bajo la forma de un precipitado blanco gelatinoso. Hervido por algunos instantes, se cambia en óxido anhidro de color negro: calentado á 200° este óxido, aumenta de volumen, decrepita y adquiere un matiz verde aceituna; y por último, precipitando el cloruro estannoso por el amoniaco en exceso, é hirviendo algunos instantes el liquido amoniacal en donde fluctúe el óxido, se observa que este toma un color rojo bermellon.

Puede obtenerse el protóxido de estaño, de color verde aceituna, calcinando en un tubo de ensayo el oxalato de dicha base.

Segun ya hemos indicado, dichas coloraciones son debidas á estados isoméricos del mismo protóxido.

El óxido estannoso consta, en 100 partes, de:

28,02	= estaño.
41,98	= oxígeno.
100,00	

Accion del óxido estannoso en la economia animal. Este cuerpo es venenoso á las dosis de ʒij . Sin embargo, se lee en el *Boletin de Ciencias médicas de Paris* (tomo 2.º pág. 369) que el Doctor Descomb ha expulsado una tœnia en una persona de

24 años dándole tres dosis de este cuerpo en dos días, las dos primeras de 5 onzas cada una y la tercera de 6 suspendidas en la miel: sin embargo, es una dosis enorme, así que no creemos que tal hecho sea probable ni mucho menos cierto.

Acido estánnico; bióxido de estaño ($\text{SnO}^2 = 74,52$). Existe en la naturaleza cristalizado, constituyendo la casiterita, cuyo color varia del amarillo oscuro al negro: sus caras cristalinas son brillantes y duras, su densidad = 6,9. Puede obtenerse precipitando una disolucion acuosa de cloruro estánnico por un carbonato alcalino; se presenta bajo la forma de una masa blanca, amorfa y algo gelatinosa. Es perfectamente soluble en la potasa y sosa, constituyendo estannatos alcalinos: goza de las mismas propiedades tóxicas que el anterior.

Acido metastánnico ($\text{Sn}^5\text{O}^{10} + 10\text{ag} = 464,10$). Se obtiene tratando el estaño por el ácido nítrico, y se presenta bajo el aspecto de un polvo blanco amarillento, insoluble en el agua, casi insoluble tambien en las bases alcalinas, é inatacable por los ácidos nítrico, sulfúrico é hidroc্লórico diluidos; sin embargo, el ácido sulfúrico concentrado disuelve bastante proporción la que abandona en gran parte mediante la ebullición.

El ácido metastánnico pierde la mitad del agua que posee, es decir, cinco equivalentes, sometido á la temperatura de 400° , y las sales que origina, contienen cuatro equivalentes de agua que no pueden abandonar sin que se descomponga la sal; por cuyo motivo deben formularse los metastannatos de este modo: $(\text{MO}, \text{Sn}^5\text{O}^{10} + 4\text{ag})$. Se emplea el ácido metastánnico en la preparacion de un color cerámico, conocido con el nombre de *pink-color*, á causa del matiz rojo de sangre que comunica á la porcelana.

En resúmen, el protóxido de estaño puede ser hidratado ó anhidro: en el primer caso, se combina fácilmente con los álcalis y ejerce el papel de ácido anhidro: afecta tres estados isoméricos diferentes. En el segundo grado de oxidacion puede presentarse tambien el estaño anhidro ó hidratado, constituyendo los ácidos metastánnico y estánnico: difiere el primero del segundo, por su insolubilidad en los ácidos diluidos y su débil capacidad de saturación.

El estaño se combina con el azufre, constituyendo un sul-

fido estannoso ó protosulfuro, y un sulfido estánnico ó bisulfuro: ambos pueden obtenerse por vía húmeda y seca. En el primer caso, no hay más que hacer pasar una corriente de hidrógeno sulfurado á través de una disolución de cloruro estannoso ó estánnico.

Para preparar el sulfido estannoso por vía seca ($\text{SnS} = 74,82$), se calcina al calor rojo, y en un crisol de barro, una mezcla de limaduras de estaño y azufre, y se vuelve á calcinar de nuevo el residuo de la fusión, en presencia de nueva porción de azufre: de esta manera resulta el protosulfuro bajo la forma de una masa gris oscura de textura laminar. Suele emplearse en medicina. Está formado en 100 partes de:

78,61 = estaño.

21,59 = azufre.

100,00

Sulfido estánnico ó oro musivo. Se obtiene este compuesto por vía seca, mezclando siete partes de flor de azufre, seis de sal amoniaco, y una amalgama constituida por doce de estaño y seis de mercurio: hecha la mezcla, se calienta gradualmente en una sublimatoria, colocada sobre un baño de arena. Varias sustancias, como sal amoniaco, azufre, cloruro estannoso, se condensan en el cuello de la sublimatoria, mientras que el sulfido estánnico permanece en el fondo, presentándose en el estado de masa escamosa constituida por láminas micáceas, grasas al tacto, y de color entre amarillo de latón y bronceado: obtenido de esta manera el sulfido estánnico, es distinguido con el nombre vulgar de *oro musivo*, de Judea, ó *mosáico*. Se emplea en las artes para broncear las esculturas de yeso y para dorar la madera; sirve igualmente para frotar las almohadillas de las máquinas eléctricas.

Consta en 100 partes de

64,76 = estaño.

35,24 = azufre.

100,00

El estaño se combina con el cloro en dos proporciones constituyendo el cloruro estannoso y estánnico.

Cloruro estannoso, protocloruro de estaño ($\text{SnCl} + 2\text{ag} = 162,25$). Puede obtenerse de dos modos; ó tratando el estaño en exceso por el ácido clorhídrico hirviendo, ó bien exponiendo al aire granalla de estaño humedecida con ácido hidroclórico, y eliminando de tiempo en tiempo por medio del agua el cloruro producido: en ambos casos se evapora el líquido y se obtienen cristales de dicha sal.

El cloruro estannoso se transforma rápidamente, mediante el oxígeno del aire, en percloruro y ácido estánnico, por cuya razón es considerado como un cuerpo reductor en alto grado: en efecto; todas las sales *ad maximum* son reducidas por él *ad minimum*.

El cloruro estannoso es uno de los principales mordientes que se emplean en tintorería; sirve para preparar los colores violáceos cuyo matiz realza extraordinariamente: es una sal venenosa, pues suele ocasionar accidentes graves á los obreros que la manejan. La leche es su mejor antídoto.

El cloruro estannoso consta en 100 partes de:

52,58 = estaño.	} Protocloruro de estaño anhidro	85,95
31,57 = cloro.		
16,05 = agua.		
<u>100,00</u>		<u>100,00</u>

El cloruro estannoso del comercio se presenta bajo el aspecto de una masa cristalina compuesta de pequeñas agujas; posee un sabor desagradable y estíptico: el cloruro estannoso es soluble en corta cantidad de agua sin experimentar cambio alguno, pero si el líquido se halla en exceso, se transforma en oxiclорuro insoluble (SnCl, SnO), y en cloruro ácido soluble.

Cloruro estánnico ($\text{SnCl}^2 = 129,68$). Puede obtenerse haciendo pasar una corriente de cloro en los líquidos resultantes de la locion del cloruro estannoso, ó bien tratando el estaño por el agua régia: evaporado el líquido, abandona cristales hidratados de esta sal. Para obtener cloruro estánnico anhidro se aconseja destilar una mezcla de cinco partes de cloruro mercúrico y una de limaduras de estaño.

El cloruro estánnico, descubierto por Libavius, es un líquido incoloro, transparente y de olor insoportable: su densidad = 2,28 y la de su vapor = 9,2: hierve á 120°: expuesto al aire esparce abundantes vapores, por cuya propiedad fué denominado antiguamente licor fumante de Libavius.

Vertiendo en el cloruro estánnico una corta cantidad de agua, se produce un ruido semejante al que ocasiona un hierro enrojecido que se sumergiera en dicho líquido: en este caso, se forma una combinacion que se precipita en hermosos cristales, y cuya fórmula es = $\text{SnCl}^2 + 5\text{ag}$: se emplea en tintoreria para realzar los colores rojos.

El cloruro estánnico anhidro consta en 100 partes de:

45,54 = estaño.

54,66 = cloro.

100,00

Accion de las preparaciones de estaño en la economia animal. Todas son venenosas para los animales, incluso el hombre. Disuelto en agua é inyectado en las venas á la dosis de j á ij gr: el protocloruro de estaño produce la muerte en pocas horas, algunas veces en 12 á 15 minutos. Los síntomas que se presentan son: Un profundo abatimiento; disminucion y despues completa estincion de la sensibilidad y de la contractibilidad, dificultad extrema en la respiracion: sucediendo, en fin, la muerte por asfixia.

Los síntomas de envenenamiento por las sales de estaño en el hombre son los mismos que producen todas las sales eméticas que desarrollan una inflamacion gastro-intestinal. Las dosis deben ser muy grandes para ocasionar la muerte.

Antidoto y tratamiento. Primeramente debe hacerse vomitar con el objeto de espulsar el veneno, despues se administra leche, la cual goza de la propiedad de descomponer las sales de estaño: se dará en gran cantidad la cual se hará vomitar poco tiempo despues de administrada. En seguida se combatirán por los medios ordinarios, los accidentes de inflamacion.

Aleaciones de estaño. Combinado el estaño con ciertos metales produce varias aleaciones importantes, tales como el bronce, soldadura de plomeros y la amalgama para espejos,

de que nos ocuparemos al hablar del cobre, plomo y mercurio. Ahora solo diremos cuatro palabras acerca de las aleaciones del estaño y hierro y de estaño, hierro, y nickel.

Se obtiene la aleacion de estaño y hierro denominada hojalata, sumergiendo las planchas de hierro, puestas previamente en contacto de grasa fundida dentro de un baño de estaño.

La aleacion de estaño más vulgar es la que se practica con los objetos de cobre para las baterias de cocina; práctica que, segun ya hemos dicho en otra ocasion, debia ser sustituida por el empleo de vasijas de hierro; por lo demás, el estañado de dichos objetos viene á ser análogo al indicado relativamente al hierro, con la sola diferencia de frotar previamente las superficies del cobre, con sal amoniaco.

Eliminando, mediante la accion de un ácido (hidroclórico, sulfúrico ó agua régia), la ligera película de estaño que cubre la superficie del hierro estañado (hojalata), aparece una cristalización correspondiente al estaño y de un aspecto particular conocido con el nombre de moaré metálico.

Caractères de los compuestos estánnicos. En las disoluciones ó bases de protóxido de estaño, lo mismo que en el cloruro estannoso, producen los álcalis fijos un precipitado soluble en un exceso de reactivo: hervida la disolucion, toma el precipitado un color gris oscuro perteneciente al estaño metálico, cuyo fenómeno es muy característico.

El hidrógeno sulfurado origina igualmente un precipitado de color de castaña (sulfido estannoso); finalmente, la reaccion más distintiva de las sales estannosas es la coloracion purpúrea (púrpura de Cassius) que en ellas origina el cloruro áurico: la púrpura de Cassius en un compuesto de oro, estaño y oxígeno.

Se reconocen las sales estánnicas, en el precipitado amarillo sucio que originan tratadas por el hidrógeno sulfurado. Los sulfuros alcalinos producen igual efecto, pero en este caso el precipitado, es soluble en un exceso de reactivo, produciéndose una sulfosal.

En fin, toda disolucion estánnica, sea cualquiera el grado de combinacion á que pertenezca, precipita su metal puesto en contacto con una lámina de hierro ó de zinc.

Antimonio.

El antimonio es conocido desde el siglo XV, y existe con bastante abundancia en la naturaleza bajo la forma de sulfuro: se obtiene comenzando por eliminar el sulfuro de su ganga, constituida generalmente por cuarzo, sulfato de barita ó carbonato de cal, á cuyo fin se calienta el mineral, pulverizado, en grandes crisoles agujerados en su fondo, para que fundido el metal caiga por esta abertura y vaya á parar á un recipiente dispuesto con este objeto: la ganga, como infusible, queda aislada en el crisol. Separado el sulfuro, se calcina en hornos de reverbero, con lo que se transforma en oxisulfuro; pulverizado este y previamente mezclado con carbon embebido de una disolucion concentrada de carbonato sódico, vuelve á calcinarse de nuevo, en grandes crisoles de barro; y en fin, terminada la operacion, se rompen dichos crisoles y se lava la masa metálica de antimonio, reunida en el fondo de los mismos.

Obtenido el metal de esta manera, circula en el comercio con el nombre de régulo de antimonio, distinguiéndose con el de *crocus* (azafran) la escoria residua: el antimonio del comercio no es perfectamente puro; así que para obtenerle en este estado es preciso volverle á fundir en un crisol de barro, agregándole la décima parte de su peso de nitro.

El antimonio, denominado así, segun dicen, con motivo de la muerte de gran número de monjes (*moine*, en francés, quiere decir monje) que, segun el consejo de Basilio Valentin, habian usado este metal bajo la forma de un medicamento, y de aquí *antimoine*, es decir, contra los monjes, se presenta bajo la forma de un metal brillante, argentino, pero algo azulado; su densidad = 6,8: frotado, desprende un olor entre aliáceo y grasiento; es fusible á 450°; á una temperatura más elevada produce vapores sensibles; de modo que puede destilarse en una corriente de hidrógeno. Puede cristalizar en romboedros.

Fundido el metal y vertido en corta porcion de agua caliente, se observa que el metal se divide en pequeños glóbulos

muy brillantes acompañados de un vapor blanco espeso: dichos glóbulos son de antimonio oxidado.

Todos los metales se ligan con el antimonio y adquieren mayor dureza: el ácido nítrico oxida al antimonio sin disolverle; pero en cambio es soluble en el ácido clorhídrico y en el agua régia (cloruro). Cuando se emplea el ácido clorhídrico hay desprendimiento de hidrógeno. Finalmente, las sales oxidantes, como el nitrato y clorato potásico, forman con el antimonio mezclas que son explosivas á una alta temperatura.

Empleo médico del antimonio. Debe considerarse como un emeto-catártico ó purgante, bastante enérgico. Las píldoras perpétuas formadas por él, constituían un medicamento muy laxante. Suele dar lugar á vómitos, deyecciones alvinas muy abundantes, retortijones intolerables, cólicos, y en circunstancias dadas produce la muerte. Aunque estos accidentes rara vez lleguen á tal extremo, debe sin embargo abolirse la introduccion de este metal en la fabricacion de los utensilios de cocina. Se han construido con el antimonio tazas, en las cuales se deramaba el vino, formándose entonces acetato y tartrato de protóxido de antimonio, y adquiriendo al poco tiempo el vino propiedades eméticas y purgativas (*vino emético turbio*) que se hallaban en razon directa con el ácido contenido en dicho vino.

Tan solo se conocen dos grados de oxidacion del antimonio, á saber: el óxido antimonioso y el ácido antimónico: el cuerpo denominado ácido antimonioso, parece que es el resultado de la combinacion de los óxidos anteriores.

Oxido de antimonio, protóxido de antimonio, ácido hipoantimónico ($\text{SbO}^3 = 155,00$). Los antiguos quimicos denominaban *flores argentinas de antimonio*, ó *nieve de antimonio*, á las agujas prismáticas que se forman en corta cantidad, calcinando el metal al contacto del aire; dichas agujas no son otra cosa que el óxido antimonioso.

Algunos quimicos han observado que á estas agujas suelen acompañar octaedros regulares semejantes á los del ácido arsenioso, con cuyo motivo deducen que es dimórfico el compuesto en cuestion.

Puede obtenerse el óxido antimonioso bajo la forma de un polvo cristalino, vertiendo cloruro antimonioso sobre una di-

solucion hirviendo de carbonato sódico: si la disolucion es fria, se obtiene el óxido hidratado ($\text{SbO}^3 + \text{ag}$).

El óxido antimonioso, posee un color blanco agrisado; funde al color rojo, y se volatiliza á una temperatura más elevada; el hidratado es soluble en los álcalis, con los que forma sales, por cuya razon se le denomina ácido hipoantimónico.

Empleo médico del óxido de antimonio. Se usa en medicina como emético. Se prescribe en ciertas ocasiones en el tratamiento de la neumonía (inflamacion de los pulmones) en el segundo grado, para sustituir al emético y al kermes (oxisulfuro de protóxido de antimonio hidratado). Respirados los vapores que se desprenden, cuando se arroja desde cierta altura el metal fundido sobre el suelo de ladrillo, han producido muchas veces verdaderos envenenamientos, cuyos sintomas principales han sido cólicos violentos y deyecciones alvinas. Es el cuerpo más venenoso de entre todos los óxidos de antimonio; se receta, sin embargo, á los enfermos afectados de neumonía, hasta media onza cada 24 horas, no dando lugar á accidente alguno. Es, en cierto modo, un sedativo del sistema de la circulacion, puesto que constantemente produce un decaimiento notable en la misma.

Ácido antimónico ($\text{SbO}^5 = 169$). Este compuesto era conocido antiguamente con el nombre de bezoard mineral: se obtiene tratando el antimonio en polvo por agua régia que tenga un exceso de ácido nítrico; en cuyo caso se presenta bajo la forma de una sustancia blanca, que contiene un equivalente de agua eliminable por medio del calor, más no sin que el óxido cambie de color, adquiriendo un matiz amarillo. Puede obtenerse igualmente este ácido vertiendo un exceso de agua sobre el cloruro antimónico, pero en este caso contiene dos equivalentes de agua.

Segun que el ácido antimónico posea una ó dos moléculas de agua, así constituye dos ácidos dotados de distinta capacidad de saturacion; el primero, que es mono-atómico, se le aplica exclusivamente el nombre de ácido antimónico; mientras que se reserva para el segundo, que es biatómico, la denominacion de metantimónico: ambos pierden el agua por la calcinacion, transformándose, mediante eliminacion de oxí-

genó, en ácido antimonioso (SbO^4), el cual puede ser considerado como un óxido salino ($2SbO^4 = SbO^3 + SbO^5$).

Empleo del antimonio diaforético. Goza de una reputación notable como diaforético y disolvente. Se dá desde xij á ℥j suspendido en una pocion. El antimonio diaforético más ó menos activo segun que contenga uno ó dos equivalentes de agua. Se dá en las afecciones de la piel. Segun Orfila, deben preferirse á él los antimonitos y antimoniatos de potasa, cuya composición es constante y definida. El antimonio diaforético (monohidratado), forma parte de la composición de las pastillas de Daquin y otros medicamentos.

Bimeta-antimoniato de potasa, reactivo de la sosa, antimoniato de potasa granugiento ($KO, SbO^5 + 7ag = 279,44$). Se obtiene el antimoniato de potasa neutro y anhidro, calentando en un crisol una parte de antimonio con cuatro de nitro y lavando el residuo con agua fría, para eliminar el nitrato y nitrito alcalinos; hecho esto, se hierva la sal hasta disolución completa, luego se filtra el líquido; y en fin, se evapora hasta la consistencia de jarabe, en una cápsula de plata ó de platino: llegado este caso, se añaden unos fragmentos de potasa cáustica y se sigue evaporando hasta que, depositada una gota del líquido sobre una placa de vidrio, ofrezca signos aparentes de cristalización; entónces se separa la cápsula del fuego y se deja enfriar. De esta manera se forma un abundante precipitado cristalino constituido por una mezcla de metantimoniato de potasa neutro y de bimetantimoniato de potasa. Decantado el líquido alcalino, se deseca la sal sobre papel absorbente ó sobre un cuerpo poroso, por ejemplo, el yeso. Para servirse de este reactivo, se vierten cinco ó seis gramos de la sal anterior en una copa de vidrio y se añaden de 10 á 15 gramos de agua fría, con objeto de disolver el exceso de potasa contenido en la mezcla salina, así como también para descomponer el metantimoniato en sal ácida poco soluble en agua fría; y por último, se decanta el líquido y se lava rápidamente el residuo.

Seguros de que la potasa ha desaparecido por completo, se abandona la sal ácida en contacto con el agua durante algunos minutos, y se filtra el líquido propio ya para descubrir en una disolución salina $\frac{1}{300}$ de sosa.

Compuestos sulfurados de antimonio. Ya hemos dicho que el protosulfuro de antimonio, es muy frecuente en la naturaleza bajo la forma de agujas prismáticas más ó menos voluminosas, dotadas de brillo metálico, y cuya densidad es = 4,62.

El sulfuro de antimonio artificial, puede ser gris y en láminas pequeñas, ó bien rojo y pulverulento, segun el método de obtencion: de todos modos, corresponde al protóxido y como él goza de las propiedades químicas indiferentes; es decir, que puede desempeñar el papel de sulfácido ó de sulfobase, en cuya propiedad está fundada la preparacion del *kermes*, medicamento muy activo y frecuentemente usado en medicina.

Puede obtenerse el kermes hirviendo durante tres cuartos de hora una parte de sulfuro de antimonio, reducido á polvó, y veintidos y media partes de carbonato de sosa anhidro disuelto en doscientas cincuenta partes de agua: de esta manera resulta un líquido que filtrado abandona por el enfriamiento una sustancia amarilla rojiza, que es el cuerpo en cuestion, es decir, el kermes.

Puede prepararse tambien este cuerpo, por vía seca, fundiendo en un crisol de barro, una mezcla de cinco partes de sulfuro de antimonio natural, y tres de carbonato de sosa seco: vaciada la materia fundida sobre una placa de piedra perfectamente seca, se pulveriza y hierve despues en grande cantidad de agua. El kermes se precipita á medida que vá enfriándose el líquido.

En esta operacion se forma sulfuro sódico, y una cantidad equivalente de óxido de antimonio; aquel se combina con el sulfuro de antimonio, formando un sulfuro doble, mientras que el segundo, es decir, el óxido de antimonio, se combina con la sosa, constituyendó un compuesto salino: ambas combinaciones dobles coexisten en el agua mientras que esta es caliente, pero por enfriamiento se descomponen produciéndose una mezcla intima de kermes y óxido de antimonio, segun puede justificarse mediante el microscopio.

La tostación del sulfuro de antimonio al aire libre, hace que parte de su azufre se desprenda bajo la forma de ácido sulfuroso, y sea sustituido por igual cantidad de oxígeno, unida al metal, constituyendo oxisulfuro: la composicion y aspecto de este producto varia y segun se haya prolongado más ó ménos

la calcinacion del sulfuro y segun la naturaleza de la vasija donde dicha operacion se efectúe, etc.; por cuya razon daban los antiguos quimicos diferentes nombres á este producto, conforme á su aspecto, denominándole vidrio, cenizas, hígado ó azafran de antimonio, segun las circunstancias mencionadas.

Empleo médico del sulfuro de antimonio. Obra en la economia como un emético, pero con menos intensidad. En cantidades excesivas produciria la muerte.

A la dosis de algunos granos es emético empleándose como tal en ciertas ocasiones. En dosis muy pequeñas se puede, como por los eméticos, ir aumentando gradualmente la cantidad hasta llegar á un alto grado, sin que por esto ocasionen vómitos; entonces obra como estimulante de la piel y de los pulmones; prescribese de este modo, frecuentemente en el último período de las neumonias agudas, en los catarros crónicos, asma, etc., favorece poderosamente la expectoracion y la resolucion de las obstrucciones pulmonares. Se le ha ensalzado extraordinariamente por su accion sudorifica, en las afecciones cutáneas, reumatismos crónicos, etc. Por último, es muy usado como contra estimulante en los mismos casos que el emético. Como emético se le da desde iv gr. á x , suspendido en un liquido mucilaginoso (formando lochs). Como expectorante desde $\frac{1}{2}$ gr. á iv en una emulsion; como contra estimulante, progresivamente desde ij gr. á vj y aun vij .

El oxisulfuro de antimonio se ha usado antiguamente como diaforético y emético, hoy sólo se emplea por lo general en la medicina veterinaria.

Sulfuro antimónico ($\text{SbS}^{\text{S}} = 209,00$). Se obtiene este cuerpo bajo la forma de un precipitado amarillo anaranjado, haciendo pasar una corriente de gas sulfídrico á través de una disolucion de cloruro antimónico: su composicion corresponde á la del ácido antimónico; se combina con los sulfuros alcalinos, constituyendo sulfosales perfectamente definidas.

Antes de pasar al estudio de las combinaciones cloruradas de antimonio, debemos advertir, que por consideraciones enteramente idénticas á las que hemos expuesto relativamente al sesquióxido de urano, se considera el óxido de antimonio (SbO^{S}) como el protóxido de un radical hipotético denominado

antimonilo, constituido por (SbO^2) : adoptada esta idea, debe formularse dicho óxido de esta manera (SbO^2, O) .

Cloruro antimonioso, protocloruro de antimonio $(\text{SbCl}^3 = 255,29)$. Este cuerpo es conocido desde muy antiguo con el nombre de *manteca de antimonio*, á causa de su consistencia butirosa: el método más cómodo y económico para obtener el cloruro antimonioso, consiste en destilar el residuo líquido procedente de la preparacion del sulfido hidrico, mediante el sulfuro de antimonio natural y el ácido hidroclórico.

El cloruro antimonioso es delicuescente, y por lo tanto muy soluble; disuelto en un exceso de agua se transforma en un cuerpo cristalino, blanco é insoluble, denominado desde muy antiguo *polvos de algaroth*, y que no es otra cosa sino un oxiclорuro de antimonio correspondiente á la fórmula SbO^2, Cl . Puede evitarse el fraccionamiento de la sal, añadiendo al líquido un exceso de ácido tártrico.

Se emplea el cloruro antimonioso, disuelto en ácido clorhidrico para broncear los metales, ó bien para preservar al hierro de la oxidacion al aire libre. Consta en 100 partes de:

54,82 = antimonio.

45,18 = cloro.

100,00

Empleo médico del cloruro antimonioso. Es un cáustico enérgico. Se emplea para cauterizar las heridas estrechas y sinuosas, como las que resultan de las mordeduras de los animales rabiosos y ponzoñosos; pero entonces debe usarse al estado de cloridrato de cloruro á fin de que penetre mejor por todas partes y de que no se descomponga por la sangre y demás líquidos de la herida (1). La manteca de antimonio que destruye la piel cuando se aplica sobre esta, obra aun con más energía en la mucosa gástrica, pero no se conoce ningun envenenamiento producido por dicha sustancia.

Cloruro antimónico, percloruro de antimonio $(\text{SbCl}^5 = 306,15)$. Siempre que se vierte el antimonio reducido á pol-

(1) Es preferible para todos estos casos cauterizar con agua régia, mediante inyecciones profundas, á cuyo fin conviene dilatar bien la herida ocasionada por la mordedura sospechosa.

vo fino en una atmósfera de gas cloro seco, se unen ambos cuerpos con desprendimiento del calórico y luz: el producto de esta combinacion es el cloruro antimónico. Puede obtenerse en gran cantidad dicho cuerpo, haciendo pasar una corriente de cloro á través del antimonio calentado á la temperatura roja: es un líquido muy fumante y volátil, que se hidrata al contacto de una pequeña cantidad de agua, mientras que por el contrario, se descompone cuando se le trata por un exceso de dicho líquido, fraccionándose en ácido antimónico é hidroclórico.

El cloruro antimónico contiene en 100 partes:

42,48 = antimonio.
57,82 = cloro.
<hr/>
100,00

Hidrógeno antimoniado ($\text{SbH}^3 = 152,00$). Aunque en rigor debiéramos haber estudiado este cuerpo antes que los demás compuestos antimoniales, hemos creído conveniente reservarle para este lugar, con el objeto de establecer de una manera marcada la línea divisoria que distingue á este metal, considerado por muchos químicos como verdadero metaloide, de los demás compuestos metálicos precedentemente descritos.

Se obtiene el hidrógeno antimoniado, vertiendo una disolucion de cloruro antimonioso en el aparato propio para obtener el hidrógeno mediante el zinc, ácido sulfúrico y agua: el hidrógeno antimoniado es un gas inflamable; arde con llama lívida produciendo manchas de antimonio metálico en las mismas circunstancias que las que origina el hidrógeno arsenical, en una palabra, este compuesto guarda las mayores analogías con el arsenical; distinguiéndose únicamente de este por los caracteres siguientes:

1.º El anillo antimonial se forma á muy corta distancia del punto en donde el gas ha sido descompuesto por el calor; mientras que en igualdad de circunstancias, se volatiliza á mayor distancia el anillo arsenical.

2.º Tratadas ambas manchas de arsénico y antimonio con el ácido nítrico, resultan dos ácidos, uno muy soluble (ácido

arsénico), otro que lo es poco (ácido antimónico); ensayados ambos por el nitrato argéntico amoniaco, *solo* el ácido arsénico forma el precipitado rojo ladrillo de arseniato de plata.

5.º Y en fin, tratadas las dos manchas de arsénico y antimonio por el hipoclorito de potasa, desaparece *unicamente* la mancha arsenical, quedando intacta la de antimonio.

Sin perjuicio de considerar nosotros la grande analogía que existe entre los compuestos antimoniales y arsenicales, y por consiguiente, lo justificada que bajo este punto de vista está la clasificacion del antimonio entre los metaloides, continuaremos, sin embargo, aceptándole como metal, en primer lugar, porque forma un óxido que es soluble en ciertos ácidos, incluso los orgánicos (tártaro emético), y en segundo, porque al contacto del ácido hidroclicórico forma un cloruro con desprendimiento de hidrógeno, á semejanza de lo que en igualdad de circunstancias hacen los metales mas electro-positivos.

Caractéres distintivos de las sales antimónicas. Las disoluciones antimónicas precipitan en blanco por los álcalis fijos; pero un exceso del álcali redisuelve el precipitado, hecho que igualmente efectúan ciertos ácidos, por ejemplo, el clorhidrico. Tratadas las sales antimónicas por un exceso de agua, se fraccionan produciendo un precipitado blanco, soluble igualmente en los álcalis fijos y el ácido clorhidrico; tanto el hidrógeno sulfurado como los sulfuros alcalinos, producen un precipitado rojizo ó rojo anaranjado de hidrato de sulfuro antimónico, soluble en los sulfuros alcalinos, finalmente, una lámina de zinc ó de hierro precipita de sus sales al antimonio metálico, bajo la forma de un polvo negro estremadamente dividido.

Aleaciones de antimonio: aleacion detonante de antimonio y de potasio. Se obtiene este cuerpo, calentando durante muchas horas, en un crisol de barro cubierto con una capa de carbon una mezcla de 100 partes de emético (tartrato de antimonio y de potasa) y de tres partes de negro de humo: suele inflamarse esta aleacion con gran violencia bajo el influjo del aire húmedo; por cuya razon es prudente no separar el crisol del fuego sino despues que esté perfectamente frio; porque si se destapa estando aun caliente puede tener lugar una esplosion que lance en todos sentidos el metal incandescente. Esta aleacion detona cuando se la pone en contacto con el agua.

Se obtiene una aleacion que no detona, como la anterior, pero que descompone el agua con suma energia, calentando lentamente en un crisol cubierto, una mezcla de cinco partes de tártaro crudo y cuatro de antimonio: carbonizado el tártaro, se espone el crisol por espacio de una hora á la accion de una temperatura rojo-blanca; hecho esto, se tapa el hornillo y se deja enfriar todo durante 24 horas.

Aleacion de Reamur. Se obtiene calentando á una elevada temperatura una mezcla de 70 partes de antimonio y 30 de limaduras de hierro: esta aleacion es tan dura que dá chispas con el eslabon.

Aleacion de Cooke (Sb, Zn³). Se prepara fundiendo 57 partes de antimonio con 45 de zinc: esta aleacion cristaliza en magníficos prismas brillantes dotados de lustre argentino, y sobre todo, de la propiedad notable de descomponer el agua á la temperatura de su ebullicion, produciendo un desprendimiento de hidrógeno.

Cobre (Cu = 51,78).

El cobre, denominado así por la corrupcion de la palabra Ciprium, nombre dado á la Isla de Chipre, de donde primitivamente, segun los datos históricos, se estraia este metal, existe con bastante abundancia en la naturaleza, constituyendo varias especies mineralógicas, entre las que las más abundantes son, el sulfuro (pirita cobriza), el óxido, los carbonatos, silicatos, sulfato, etc.

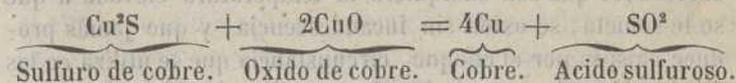
La produccion anual de cobre, asciende á 30 millones de kilógramos, de los que tan solo 5.600.000 kilógramos son fabricados en Europa, correspondiendo muy cerca de 2.400.000 kilógramos á la produccion inglesa.

Siendo muy variados los métodos de estraccion del cobre, nos limitaremos á concretar aquí las principales reacciones químicas que tienen lugar en el tratamiento de las piritas cobrizas.

Las piritas cobrizas van casi siempre acompañadas de ganga, por lo general silicea ó arcillosa, ó bien constituida por barita sulfatada, ó en fin, por fluoruro de calcio: la primera operacion que se ejecuta con ellas, despues del tratamiento

preliminar y mecánico, indicado en casos análogos, es calcínarlas en hornos de reverbero; fundiéndolas despues en otros hornos que, aunque de igual naturaleza, tienen sin embargo una construccion especial. El producto de estas dos operaciones, comprendidas bajo el nombre genérico de *mata*, es sometido sucesivamente á una nueva tostacion y fusion, con lo que dicho producto se transforma en una nueva mata, denominada *mata blanca*, para distinguirla de la precedente que es *bronceada*; por último, vuelve á tostarse y fundirse de nuevo este residuo, con lo que se convierte en un nuevo producto denominado cobre en bruto; indicado esto, veamos de reasumir los fenómenos químicos que tienen lugar en estas operaciones. La piritá cobriza es un sulfuro doble de hierro y de cobre, de composicion variable; pero, lo repetimos, siempre está esencialmente constituida de hierro, cobre y azufre; pues bien; el hierro es más oxidable que el cobre, pero este tiene más afinidad por el azufre que el hierro. Por consiguiente, el hierro se oxida con preferencia al cobre, en el acto de la calcinacion, quedando finalmente eliminado el óxido en la escoria bajo la forma de silicato fusible: por manera, que la mata viene á ser el resultado de la eliminacion del sulfuro de hierro que formaba parte de la piritá cobriza; lo cual está plenamente justificado por la práctica, supuesto que la primera mata (*bronceada*) contiene 35 por 100 de cobre metálico, mientras que la segunda (blanca) ascienda ya á 63 por 100 la cantidad de dicho metal.

Respecto al segundo periodo de la operacion, ó sea la calcinacion de la mata blanca bajo el influjo del aire, puede decirse que tiene por objeto convertir gran parte del sulfuro de cobre en óxido del mismo radical; finalmente, la última calcinacion, ó sea la que suministra el cobre en bruto, puede interpretarse, suponiendo que el oxígeno del óxido de cobre quema el azufre del sulfuro, produciéndose ácido sulfuroso y quedando el metal en libertad, de esta manera:



El cobre obtenido por este medio, no es puro; por lo ge-

neral contiene aun algo de azufre y parte de los metales extraños que accidentalmente acompañan al mineral; de aqui la necesidad de someterle á la refinacion, á cuyo fin se calcina en hornos de reverbero y bajo la influencia de una gran corriente de aire, y de la materia silíceá que constituye las paredes y plaza del mencionado horno. Las reacciones que en este caso tienen lugar, guardan suma analogía con las indicadas anteriormente.

En resúmen, el tratamiento de la pirita cobriza, puede dividirse en dos fases bien distintas; durante la primera, se elimina el hierro (formacion de las matas), mientras que por la segunda, se aísla el cobre en virtud de la accion reciproca entre su óxido y sulfuro, siendo los agentes esenciales de esta reaccion el aire y el calor; la sílice, tanto de las escorias como la de los hornos, es solo un auxiliar intermediario.

Por ninguno de estos procedimientos resulta el cobre químicamente puro: para obtenerle bajo este estado, hay que reducir el óxido cúprico y anhidro por la accion del hidrógeno, auxiliada por una temperatura conveniente.

El cobre puro se presenta bajo la forma de masas esponjosas, dotadas de un hermoso color rojo brillante; es muy maleable, y puede reducirse en hojas delgadas, en cuyo caso es trasparente y de un color verde, mirado por transmision; despues del hierro, es el metal más tenaz que se conoce, supuesto que un alambre que tenga de diámetro 2^{mm}, no cede sino bajo un peso de 157 kilogramos. Su densidad varía entre 8,8 y 8,9; funde al calor rojo, y esparce vapores que arden con una llama verde, cuando se le sujeta á una temperatura mucho más elevada; cristaliza por el enfriamiento, bajo la forma de octaedros regulares, idénticos á los del cobre nativo y al obtenido por vía eléctrica.

El cobre desarrolla por el frote un olor desagradable y adquiere sabor; el aire seco y frio no ejerce accion sobre él; pero en cambio es oxidable por el aire caliente ó húmedo; se ha observado: que sea cualquiera la temperatura elevada á que se le someta, se oxida sin incandescencia, y que jamás produce chispas por el choque, circunstancia que se utiliza en las fábricas de pólvora, empleando utensilios de cobre en vez de los de hierro.

El aire húmedo ataca, segun hemos dicho, al cobre, y forma lo que vulgarmente y con impropiedad se denomina cardenillo (el verdadero cardenillo es el acetato de cobre), pues no es más que un hidro-carbonato de cobre.

Es una gran ventaja para la conservacion de las esculturas de bronce, el que dichos hidro-carbonatos formen una especie de barniz impermeable á la accion ulterior de la atmósfera sobre la superficie del metal, pues de otro modo no existiría ningun objeto artístico y arqueológico de esta indole.

El cobre se hidrocarbonata con gran rapidéz en presencia de las sustancias grasas, como lo demuestran los objetos de laton en donde se hallan contenidas (aleaciones de cobre y zinc).

Todos los ácidos, aun los más débiles, facilitan igualmente la oxigenacion del cobre, á fin de formar combinaciones salinas; hechos que tambien realizan los álcalis, principalmente el amoniaco; con lo que queda demostrado lo peligroso que es descuidar la esquisita limpieza con que deben manejarse las vasijas de cobre destinadas á los usos culinarios.

El cobre no oxidado, introducido en la economia jamás ha causado accidentes siendo debidos estos, cuando han acaecido, á la presencia de cuerpos estraños. Si está oxidado es siempre venenoso, pues disolviéndose entonces en los ácidos que contiene el jugo gástrico, forma compuestos eminentemente tóxicos.

Accion del cobre sobre la economia animal. El cobre se combina con el oxigeno en varias proporciones, produciendo tres óxidos y un ácido, cuya existencia es todavia dudosa; dichos óxidos son: 1.º, óxido cuproso = Cu^2O ; 2.º, óxido cúprico = CuO ; 3.º, bióxido cúprico, ó peróxido de cobre, y en fin, el ácido cúprico = CuO^2 .

Oxido cuproso, protóxido de cobre, oxidulo de cobre (Cu^2O = 71,56). Este óxido existe nativo bajo la forma de octaedros rojos; puede obtenerse, fundiendo el cloruro cuproso con carbonato sódico, y disolviendo despues la masa producida, con el objeto de eliminar la sal comun formada, dejando aislado el óxido en cuestion: todavia resulta con más bella coloracion este óxido, disolviendo azúcar en sulfato cúprico, añadiendo un exceso de potasa cáustica á esta mezcla, é hirviendo prontamen-

te el todo; por último, se obtiene el óxido cuproso hidratado, descomponiendo el cloruro cuproso por la potasa cáustica; en este caso resulta de color amarillo de limon, que pasa á azul, en contacto del aire.

El óxido cuproso comunica al vidrio fundido un hermoso color rojo de sangre; bajo la influencia de los ácidos, sufre este óxido notables modificaciones, supuesto que es transformado en bióxido al contacto del óxido nítrico, mientras que el ácido sulfúrico acético y otros, le descomponen en óxido cúprico que saturan, y en cobre metálico.

El amoniaco disuelve al óxido cuproso; sin que la disolución adquiera color, al abrigo del contacto del aire; de lo contrario se colora rápidamente en azul constituyendo hidrato de óxido cúprico.

El óxido cuproso consta, en 100 partes, de:

88,79	= cobre
11,21	= oxígeno
100,00	

Oxido cúprico, bióxido de cobre ($\text{CuO} = 59,78$). Existe igualmente en la naturaleza bajo la forma de masas sólidas negras; puede obtenerse anhidro ó hidratado; en el primer caso le suministran los procedimientos siguientes:

- 1.º Calcinando las torneaduras de cobre, á una temperatura roja y en contacto del aire.
- 2.º Disolviendo el cobre en el ácido nítrico y calcinando la sal resultante.
- 3.º Calcinando el carbonato cúprico.

El óxido cúprico anhidro, se presenta bajo el aspecto de un polvo negro mate, é insoluble en el agua y en todos los líquidos neutros y alcalinos.

Se prepara el hidrato de óxido cúprico, precipitando por la potasa cáustica una sal cúprica cualquiera; este óxido es azul claro, soluble en amoniaco, produciendo un agua celeste: es insoluble en los álcalis fijos, y pierde por ebullicion las tres cuartas partes del agua que contiene, cambiándose en el óxido anhidro.

El óxido cúprico es una base poderosa, y sin embargo, es fácilmente reducido por las sustancias hidrogenadas y carbonadas. Se usa principalmente en las análisis elementales de las sustancias orgánicas, á las que cede su oxígeno, para transformar el hidrógeno y carbono de ellas en agua y ácido carbónico; sirve igualmente para colorear en verde los vidrios y fundentes.

El óxido cúprico consta, en 100 partes de:

79,82 = cobre.

20,18 = oxígeno.

100,00

Se obtiene el peróxido ó sobreóxido de cobre, tratando por el agua oxigenada el hidrato de óxido cúprico, hasta tanto que desaparezca la coloracion azul y se presente un matiz verde oscuro; llegado este caso, se lava rápidamente el producto con agua destilada y se le deseca sobre el ácido sulfúrico al vacío de la máquina neumática.

Este óxido es muy poco estable, descomponiéndose espontáneamente cuando está húmedo; el calor y los ácidos le destruyen igualmente, y en fin, echado sobre las ascuas se descompone produciendo una pequeña detonacion y dejando cobre metálico.

Accion del bióxido de cobre en la economia animal. El bióxido de cobre es venenoso aunque en menor grado que las sales cuprosas. Introducido en el estómago, se combina con los ácidos existentes en dicho órgano y se convierte en uno de los venenos más activos. Antiguamente se usaba en medicina con el epíteto de *æs ustum* en el tratamiento de la epilepsia.

El amoniaco de cobre ó cuprato de amoniaco no es más que la disolucion del bióxido de cobre en el amoniaco. Este liquido ha recibido diferentes nombres, *tintura de Venus*, *tintura azul*, *tintura de cobre*. Cuando esta disolucion, en estado de pureza, se pone en contacto con los tegidos, causa una violenta irritacion. Se emplea en el tratamiento de las oftalmias crónicas á la dosis de algunas gotas por cada onza de agua destilada, aumentando progresivamente, hasta cierto limite á

sensibilidad de la conjuntiva inflamada. También se ha obtenido muy buen éxito en la blenorragia, leucorrea y úlceras, medida que disminuye la crónicas. Mezclado con 3vij de este cuerpo y 5j de nitrato mercúrico sirve para cortar las úlceras venéreas que resisten al mercurio.

¿Acido cúprico? ($\text{CuO}^2 =$). Este ácido no ha podido ser todavía aislado, sino en combinación con las bases, en contacto de las que forma sales muy poco estables, de color rojo oscuro: se obtiene haciendo actuar un hipoclorito alcalino sobre el óxido cúprico hidratado.

Hidruro de cobre. (Cu^2H). Nuestro distinguido profesor y amigo Wurtz, ha demostrado la existencia de un hidruro de cobre, que se obtiene tratando por el ácido sulfúrico una disolución formada de una parte de hipofosfito de barita líquido: y después de haber eliminado el sulfato de barita, se añade 0,8 de sulfato de cobre en disolución concentrada; calentado el líquido a una temperatura que no debe exceder de 70° , adquiere un color verde, abandonando copos amarillentos que bien pronto oscurecen. Lavado el precipitado con agua saturada de ácido carbónico, recojido sobre un filtro y desecado entre papel de Berzelius, resulta el hidruro de cobre en cuestión, bajo la forma de un polvo rojizo semejante al kermes.

Nitruro de cobre (Cu^2N). Se obtiene este cuerpo haciendo pasar una corriente de gas amoniacal seco, sobre el óxido cuproso calentado a la temperatura de 265° . Se presenta bajo el aspecto de un polvo oscuro con viso verde olivá.

Sulfuro cuproso; protosulfuro de cobre ($\text{Cu}^2\text{S} = 79,56$). Este cuerpo corresponde al óxido cuproso, y existe cristalizado en la naturaleza (*Chalkosina*). Se obtiene artificialmente, calentando una mezcla de tres partes de azufre y ocho de torneaduras de cobre: la reacción se efectúa con desprendimiento de calórico y luz. Es de color gris aplomado, blando y muy fusible, forma con el sulfuro de hierro un compuesto que tiene por fórmula $\text{Cu}^2\text{S} + \text{Fe}^2\text{SO}^3$, que es la *pirita cuprosa*, mineral de cobre, el generalmente explotado en Europa; su color es amarillo de latón.

Calentando una mezcla constituida de un equivalente de sulfuro cuproso y sulfato cúprico, hay desprendimiento de ácido sulfuroso, y queda el cobre metálico ($\text{Cu}^2\text{S} + \text{CuO}, 80^3 =$

$2\text{SO}^2 + 5\text{Cu}$). Finalmente, introduciendo protosulfuro cuproso, en una disolucion amoniaca de cloruro argéntico, y agitando la mezcla, hay instantáneamente una descomposicion notable: todo el cobre pasa al estado de cloruro cúprico, mientras que la mitad de la plata se cambia en sulfuro precipitándose la otra mitad bajo la forma metálica, $\text{Cu}^2\text{S} + 2\text{AgCl} = \text{Ag} + \text{AgS} + 2\text{CuCl}$.

Consta en 100 partes de:

78,81	= cobre.
20,19	= azufre.
100,00	

Sulfuro cúprico ($\text{CuS} = 47,73$). Todavía no ha sido descubierto este cuerpo en la naturaleza, por lo menos en el estado puro, y según la opinion de quimicos y naturalistas respetables.

Puede obtenerse por vía húmeda, haciendo pasar una corriente de hidrógeno sulfurado, á través de una disolucion cúprica, en cuyo caso se presenta bajo la forma de un precipitado negro algo rojizo, que calentado conveniente pierde la mitad de su azufre y se convierte en protosulfuro.

Consta en 100 partes de:

66,42	= cobre.
33,58	= azufre.
100,00	

Cloruro cuproso, protocloruro de cobre ($\text{Cu}^2\text{Cl} = 98,99$). Puede obtenerse bien sea calcinando el cloruro cúprico, en cuyo caso este pierde la mitad del cloro que contiene ($2\text{CuCl} = \text{Cl} + \text{Cu}^2\text{Cl}$), ó bien hirviendo este mismo cuerpo, es decir, el cloruro cúprico, con el cobre ($\text{CuCl} + \text{Cu} = \text{Cu}^2\text{Cl}$). Se presenta bajo la forma de un polvo blanco constituido por pequeños tetraedros, poco solubles en el agua, perfectamente solubles en el amoniaco sin que el liquido ofrezca la menor coloracion cuando está privado del contacto del oxígeno del aire; pero no bien este tiene acceso con él, comienza á colorarse rápidamente de azul celeste, por cuya razon dicha

sal amoniacal é incolora, es un reactivo precioso, para reconocer la presencia del oxígeno: fundados en esta misma propiedad varios quimicos, se sirven de la indicada disolucion con escelente éxito en las análisis del aire, En fin, tanto Doyere como Leblanc, han demostrado que dicha disolucion absorbe el óxido de carbono con la misma presteza y facilidad que el oxígeno atmosférico.

El cloruro cuproso funde á 400° y se volatiliza al calor rojo; es escelente reductor y puede utilizarse, entre otros usos, para transformar el cloruro argéntico en subcloruro.

Consta, en 100 partes, de:

$$\begin{array}{r} 64,10 = \text{cobre.} \\ 35,90 = \text{cloro.} \\ \hline 100,00 \end{array}$$

Cloruro cúprico, bicloruro de cobre ($\text{CuCl} = 67,21$). Se obtiene esta sal, bien sea tratando el óxido cúprico por el ácido hidroclórico, evaporando hasta sequedad, disolviendo, etc., ó bien haciendo actuar directamente el cloro sobre el metal. La disolucion concentrada de esta sal es verde y forma cristales correspondientes á la fórmula $\text{CuCl} + 5 \text{ag}$; diluida es azul y produce por la evaporacion á sequedad, cloruro crúpico amarillo, descomponible bajo la influencia del calor en cloro y en cloruro cuproso.

El cloruro cúprico es soluble en el alcohol; en este liquido su disolucion arde con una hermosa llama verde.

Consta, en 100 partes, de:

$$\begin{array}{r} 47,18 = \text{cobre,} \\ 52,82 = \text{cloro.} \\ \hline 100,00 \end{array}$$

Sulfato cúprico, caparrosa azul, *piedra lipiz* ($\text{CuO}, \text{SO}^3 + 5 \text{ag} = 124,78$). Calcinando al contacto del aire, los sulfuros de las anteriores secciones, absorben oxígeno y se convierten en sulfato; pues bien, esto no tiene lugar con el sulfuro de cobre: se prepara, bien sea tratando el metal en caliente por el ácido sulfúrico, ó bien rociando el metal, bajo la forma de torneá-

duras, expuesto al aire con dicho ácido; cuyo método es el que se sigue industrialmente.

El sulfato cúprico obtenido de este modo, y vulgarmente conocido con el nombre de vitriolo azul ó caparrosa azul, cristaliza en paralelepípedos oblicuos, azules, de sabor estiptico metálico muy desagradable. El sulfato cúprico es insoluble en el alcohol, soluble en cuatro partes de agua fria y en dos de agua hirviendo; calentado á 100° pierde las cuatro quintas partes de su agua y adquiere un color verde, y en fin, á 245° queda anhidro é incoloro; propiedad que le asemeja al sulfato magnésico ferroso, manganoso etc. Vertiendo en su disolucion concentrada un ligero exceso de amoniaco y agregando despues alcohol, se produce una masa cristalina azul de Prusia, que es el sulfato cúprico amoniacal, usado en medicina, y correspondiente á la fórmula $\text{CuO}, \text{SO}^3 + 5\text{NH}^3\text{HO}$.

El sulfato cúprico del comercio contiene casi siempre sulfato ferroso, del que se le purifica tratando su disolucion por cierta cantidad de ácido nítrico y evaporando hasta sequedad el residuo: de este modo la mayor parte del hierro pasa á sulfato férrico insoluble. Tratado por agua el producto de la desecacion, solo se disuelve el sulfato cúprico arrastrando ligeros indicios de peróxido de hierro, del que se le priva finalmente agregando hidrato de óxido cúprico, que siendo óxido más enérgico que el peróxido de hierro, elimina éste dejando químicamente pura la sal cúprica.

El sulfato cúprico tiene varios usos: se emplea en agricultura, para la conservacion de los cereales; en la tintoreria, para teñir la lana y seda en negro, lila y violeta; sirve tambien para azular el papel; y en fin, para preparar los colores verdes denominados de *Scheele* y de *Schweinfurt*, que se obtienen, el primero, vertiendo una disolucion de arsenito de potasa en una disolucion hirviendo de sulfato cúprico.

Las proporciones que dan más bello producto son:

	(Carbonato de potasa.	5
Para preparar el arsenito alcalino.	{ Acido arsenioso.	1
	{ Agua.	14
Para preparar la disolucion de sul-	{ Sulfato cúprico.	5
fato cúprico.	{ Agua.	40

Esta sal, como todas las arsenicales, es extremadamente venenosa, por cuya razon debiera estar proscrita del uso tintorial á que con tanta insistencia se destina: es un arsenito de cobre correspondiente á la fórmula $(\text{CuO})^2, \text{AsO}^3$.

El verde de Schweinfurt, es una combinacion de acetato y arsenito de cobre, que tiene por fórmula $(\text{CuO}, \text{C}^4\text{H}^3\text{O}^3), (\text{CuO})^2, \text{AsO}^3$ y resulta de la accion del ácido arsenioso, sobre el acetato básico de cobre.

Existe una afeccion propia exclusivamente de los obreros que trabajan los papeles pintados con este verde; dicha afeccion se manifiesta por vexcilas, pústulas y ulceraciones que afectan las partes expuestas al contacto inmediato de la sustancia colorante, como por ejemplo, los brazos; estos accidentes no presentan ninguna gravedad, y se combaten fácilmente, bien sea por medio del agua de cal (kopp), ó por medio de lociones con agua salada dirigidas sobre la parte enferma, y despues de haber sido tratada ésta con calomelanos al vapor (cloruro mercurioso sublimado y muy dividido).

Accion terapéutica y empleo médico del sulfato cúprico. Interiormente se administra como vomitivo á la dosis de ij á xv granos. Exteriormente se emplea en las mismas circunstancias que las demás sustancias irritantes. Así que, se emplea para cauterizar ciertas úlceras fungosas, en los cánceres, venéreos atónicos. Su disolucion es muy útil, como estíptica en las hemorragias exteriores; y como estimulante en las leucorreas, blenorragias, oftalmias crónicas mantenidas por la atonia de las membranas mucosas.

Carbonato bibásico de cobre $(\text{CuO})^2, \text{CO}^2 + \text{ag} = 110,56$. Se obtiene esta sal, vertiendo una disolucion de carbonato alcalino sobre una disolucion de sulfato cúprico: se presenta bajo la forma de un polvo voluminoso y azulado, que se enverdece y adquiere doble cohesion cuando se calienta. Se usa por los pintores bajo el nombre de verde mineral. Esta sustancia tiene una composicion centesimal idéntica que la de la malaquita, considerada por los mineralogistas como una asociacion de carbonato neutro de cobre, é hidrato de óxido cúprico $(\text{CuO}, \text{CO}^2 + \text{CuO}, \text{HO})$.

Azul montaña. Bajo este nombre se conoce un carbonato

tribásico é hidratado de cobre, que se halla en la naturaleza bajo la forma de hermosos cristales azules.

Finalmente, existe tambien un carbonato básico que se forma sobre los objetos de bronce, y al que los franceses denominan *vert de gris*, el cual no debe confundirse con el que circula en el comercio bajo este nombre, supuesto que éste es un subacetato, por cierto, origen de algunos envenenamientos: el remedio más eficaz en semejante caso es la albúmina de huevo, batida en agua fria.

Aleaciones del cobre. Varias son las aleaciones que el cobre constituye con otros metales; las más importantes son: el laton, el bronce, el acero de cobre ó siliciuro de cobre, y en fin, la aleación de aluminio y cobre.

Laton. La composición más general de semejante liga, es la constituida por 53 partes de zinc y 67 de cobre: la densidad del laton varía entre 8,2 y 8,9. El defecto que por lo general ofrece esta aleación es de empastar la lima, inconveniente que se corrige adicionando á dicha aleación plomo ó estaño.

El bronce destinado á la construcción de cañones, contiene una parte de estaño y 10 de cobre: el metal de campanas consta de cinco partes de cobre y una de estaño; y en fin, el metal para espejos está constituido por dos partes de cobre y una de estaño.

Hé aquí, por lo demás, algunos ejemplos relativos á este género de aleaciones:

	COBRE.	ESTAÑO.
Bronce de cañones.	90	10
— de campanas.	78	21
— de cimales y tam-tam.	80	20
— de espejo de telescopio.	67	33
— de medallas.	95	5 (más algunas milésimas de zinc).

Acero de cobre ó siliciuro de cobre. Se obtiene esta aleación, bajo la forma de una masa dura, frágil y blanca como el bismuto, y en fin, conteniendo 12 por 100 de silicio, fundiendo juntamente y á una alta temperatura, tres partes de

fluosilicato de potasa, una de sódio y otra de cobre en torneaduras.

Aleaciones de aluminio y cobre. Una vigésima parte de aluminio, comunica al cobre el lustre y el color del oro, á la vez que una dureza suficiente para rayar la aleacion de oro empleada en las monedas, sin que por ello pierda en manera alguna el cobre su maleabilidad. Una décima parte de aluminio, aleado al cobre, comunica al todo un color de oro pálido; dicha aleacion es muy dura, maleable y susceptible, además, de adquirir por el pulimento un brillo comparable al del acero; finalmente, 10 partes de aluminio y 90 de cobre producen una aleacion mucho más dura y resistente que la del bronce ordinario, ofreciendo además la ventaja de que puede trabajarse en caliente con más facilidad que el mejor hierro dulce. A consecuencia de las condiciones que ofrece dicha aleacion, se han construido en Francia algunos cañones rayados que al parecer han justificado, en los ensayos hechos al intento por el arma de artillería, las ventajas que respecto del bronce comun se habian admitido *a priori*.

Caractéres distintivos de las sales de cobre. Pocas son las sales cuprosas que se conocen, lo cual es debido á su inestabilidad: precipitan en amarillo por los álcalis fijos, constituyendo dicho precipitado el hidrato de protóxido. El amoniaco produce el mismo efecto, pero con la notable diferencia de que el precipitado se disuelve en un exceso del álcali volátil sin coloracion alguna, cuando se evita el contacto del aire, y por el contrario, pasando rápidamente á agua celeste no bien se halla en contacto la disolucion dicha con el aire atmosférico.

Todas las sales cúpricas son coloreadas; el mejor reactivo es la disolucion de ferrocianuro potásico, supuesto que una sola gota de ella produce en las sales cúpricas un precipitado de *ferrocianuro cúprico* de color rojizo; este reactivo puede descubrir la presencia de $\frac{1}{78,000}$ de cobre; el amoniaco en exceso produce tambien una reaccion marcada sobre las sales cúpricas, supuesto que forma con ellas aguas celestes; pero esta reaccion aislada es insuficiente, por cuanto lo mismo hacen en igualdad de circunstancias las sales de níquel.

Por último, de todos los reactivos indicados, el hierro es sin duda alguna el más sensible; en efecto, introducida una

aguja en un líquido ácido que solo contenga $\frac{1}{50,000}$ de cobre, sucede que al cabo de 24 horas, dicha aguja se cubre de una película de cobre reconocible en el color rojo, característico, del indicado metal.

Plomo (Pb = 103,56.)

Aun cuando los minerales de plomo son bastante numerosos en la naturaleza, dos, solo bastan para la producción anual de dicho cuerpo metálico; producción que respecto á Europa, asciende próximamente á 850,000 quintales métricos, de los que nuestro país produce la mitad, y aun quizá más. Uno de dichos minerales es la galena ó sulfuro de plomo, y otro, el plomo blanco ó sea el carbonato de plomo; estos minerales van casi siempre acompañados de gangas cuarzosas ó espáticas. Los métodos de extracción, ó sea la metalurgia del plomo, aunque muy varia en apariencia, puede reducirse á tres sistemas, á saber:

- 1.º Reduccion del óxido, mediante el carbon.
- 2.º Reduccion del sulfuro por el hierro.
- 3.º Y en fin, por la reaccion especial que se efectúa entre el sulfato, el óxido, y el sulfuro plúmbico.

Respecto al primer procedimiento, podemos desde luego decir que son sometidos á él los minerales impuros y pobres: este método consiste esencialmente en calcinar en hornos de reverbero y con carbon los minerales previamente lavados, triturados, etc.: las principales reacciones que tienen lugar durante este tratamiento son:

- 1.º Por la calcinacion, el mineral (que supondremos rico en galena) pasa al estado de óxido y de sulfato de plomo, productos que son ulteriormente descompuestos por el carbon.
- 2.º La ganga forma la escoria, bien porque sea naturalmente fusible, ó bien porque se le añada algun fundente apropiado; en el caso de que el mineral sea el plomo carbonatado, es inútil la calcinacion y puede ser reducido directamente.

El segundo método, ó sea por la accion reductora del hierro, se reserva para las galenas muy silíceas; y como dicho procedimiento está fundado en la afinidad del hierro por el azufre, es de todo punto inútil someter el mineral á una cal-

cinacion prévia; así que se introducen directamente dichos minerales en hornos de reverbero ó de manga conjuntamente con la fundicion de hierro triturada y escorias procedentes de operaciones anteriores. Las escorias tienen por objeto determinar la formacion de silicatos, y por consiguiente, la fusion de ganga silíceas; el plomo obtenido de este modo va siempre acompañado de cierta cantidad de mata plomiza, que más tarde es sometida á la accion del hierro.

El tercer método, denominado por reaccion, se aplica principalmente á las galenas poco silíceas y bastante ricas para producir, término medio, 50 por 100 de metal; se denomina método por reaccion, á causa de estar fundado en la accion reciproca del óxido, del sulfuro y del sulfato de plomo, cuyas reacciones podemos reasumir en los períodos siguientes:

1.º Un equivalente de sulfuro de plomo y dos de óxido, se convierten en un equivalente de ácido sulfuroso, y tres equivalentes de plomo metálico, en esta forma: $2\text{PbO} + \text{PbS} = \text{SO}^2 + 3\text{Pb}$.

2.º Un equivalente de sulfato plúmbico, y otro de sulfuro de dicha base, producen dos equivalentes de ácido sulfuroso y dos de plomo. En efecto: $\text{PbO}, \text{SO}^3 + \text{PbS} = 2\text{SO}^2 + 2\text{Pb}$.

3.º Podemos formar idea del conjunto de hechos enunciados, relativamente á esta reaccion especial, suponiendo que se efectúa en un solo período, en vez de los varios en que por metodizar este asunto, la hemos dividido artificialmente.

En este caso la reaccion será la siguiente: $\text{PbO}, \text{SO}^3 + 2\text{PbO} + 2\text{PbS} = 3\text{SO}^2 + 5\text{Pb}$.

Debemos advertir, que en la práctica jamás se verifican los hechos con la precision que la teoría indica; pero en cambio no es ménos cierto que el metal obtenido por el procedimiento en cuestion, es el resultado de las reacciones que tienen lugar entre el sulfato, el sulfuro y el óxido de plomo.

Como casi todas las galenas son argentíferas, sucede que el plomo estraído directamente contiene plata, cuyo metal se separa, segun veremos más adelante, por un procedimiento especial denominado *copelacion*, el cual consiste esencialmente en eliminar el plomo fundido y oxidado, á una alta temperatura, de la plata inoxidable y fija, aunque fundida también á la temperatura á que se opera.

Para obtener el plomo químicamente puro, en nuestros laboratorios, puede aplicarse el procedimiento general tantas veces dicho, esto es: reduciendo el óxido por medio del carbono y un fundente.

El plomo fué denominado *saturno*, por los alquimistas, que en su lenguaje figurado, denominaban *voracidad* lo que nosotros entendemos por aleacion; por manera que, segun ellos, el plomo devoraba ciertos metales, como el oro, la plata, estaño, etc., ó lo que es lo mismo, se unia á ellos haciéndoles perder sus propiedades normales.

Hasta estos últimos tiempos, no se habia hallado el plomo nativo, pero Grey ha encontrado en una masa de hierro metéorico de *Chili*, laminitas de plomo enterradas en las cavidades del interior de la masa; últimamente, se ha hallado tambien dicho metal en un aereolitho; por lo tanto, el plomo debe figurar en lo sucesivo entre los metales siderales, como el níquel, cromo, hierro y manganeso.

El plomo es de color blanco azulado y brillante, cuando su superficie es reciente; cristaliza en octaedros regulares y posee un olor particular por el frote; su densidad es igual 11,44; mancha los cuerpos con una huella azulada; es el más blando de todos los metales sólidos usuales, y por lo tanto, se presta á aplicaciones que no pueden ser substituidas por ningun otro; ocupa el sexto rango respecto á su maleabilidad en el laminador, y el último relativamente á la ductibilidad en la hilerera; es el menos tenaz de todos los metales, supuesto que un peso de 9 kilogramos basta para romper un alambre de plomo de 2^{mm}. de espesor. Funde á 335°, y emite vapores sensibles á la temperatura rojo blanca. En fin, su volatilidad es tal, que puede experimentar una pérdida de 9 por 100 sometido á la temperatura de un horno de porcelana.

El brillo del plomo se empaña por la accion del aire, debido á un principio de oxigenacion, pero este efecto queda limitado á la superficie; y por el contrario, se oxida rápidamente cuando se hace intervenir la accion del calor: en semejantes circunstancias puede pasar en poco tiempo una masa considerable de metal al estado de óxido (*litargirio*), sobre todo, si se elimina este á medida que se produce.

El plomo se altera prontamente en contacto del agua de

lluvia, lo cual se comprueba, proyectando limaduras de plomo en dicho liquido; al cabo de cierto tiempo, se observan unos puntos blancos constituidos por carbonato de plomo. Este fenómeno no tiene lugar en el agua ordinaria que contenga materias salinas, como sulfatos, cloruros, etc.: esta diferencia explica por qué no hay inconveniente en la generalidad de casos en conducir el agua ordinaria por tuberías de plomo, mientras que le hay, y grande, en conservar el agua de lluvia en depósitos de dicho metal. Sin embargo, hechos reproducido en varios países con motivo de este asunto, y en los que la ciencia ha puesto en relieve cantidades sensibles de metal disuelto en el agua potable, conducida por dichas tuberías, y que como debe presumirse ocasionaron cólicos violentos en las personas que hicieron uso de ella, nos deciden á aconsejar, segun nuestra conviccion, que debe sustituirse dicho sistema de cañerías, por tubos de hierro.

Accion del plomo en la economia animal. El plomo no es venenoso en tanto que permanece en el estado metálico; un perro ha tomado impunemente tres onzas y seis dracmas; pero tan pronto como se transforma en óxido ó en una sal cualquiera, es muy peligroso. El agua que permanece algun tiempo en vasijas de plomo es muy venenosa; pasando por tubos, especialmente si está muy aereada y contiene cierta cantidad de ácido carbónico, ocasiona cólicos, hasta que el interior de los mismos no esté recubierto por el carbonato de cal. Es muy peligroso cocer frutos, legumbres, pescado ó alimentos sazonados, en vasijas construidas con este metal, pues los ácidos que se encuentran en dichos manjares, forman sales de plomo eminentemente venenosas. El estaño y plomo en partes iguales forman una aleacion que se puede emplear para el estañado sin peligro alguno. Los ácidos no atacan más que al estaño, pues si el plomo estuviera oxidado seria reducido muy pronto por aquel metal. En el estado de polvo es muy peligroso el plomo é igualmente en el estado de vapor, así como todas sus preparaciones á las que se les ha dado el nombre de *emaciones saturninas*. Todos los obreros que emplean el plomo ó sus preparaciones experimentan los mismos accidentes; los animales que se encuentran en los talleres sucumben pronto. Los efectos de estas emanaciones

consisten al principio en cólicos indeterminados en el abdomen, principalmente próximos al ombligo, cierta debilidad en los miembros, desgana etc., despues cólicos más violentos, el enfermo oprime el vientre para experimentar algun alivio. Eruptaciones, vómitos acompañados de dolores que son mitigados por una grande presion en el abdomen; no hay fiebres. En un periodo más avanzado delirio; convulsiones; vértigos; dolores intolerables; sudores frios; modorra, y por último, la muerte. Créese que estas emanaciones obran sobre el sistema nervioso y sobre la contractibilidad de la túnica muscular de los intestinos. No existe antidoto para este veneno que sin duda obra por absorcion pulmonar y cutánea. Los purgantes muy violentos y sobre todo la electricidad constituyen la base del tratamiento actual; las opiáceas, los acetatos delicuescentes, limonada acética, etc., pueden tambien emplearse.

Oxido de plomo. El plomo forma con el oxígeno los óxidos siguientes:

- 1.º Subóxido de plomo.
- 2.º Oxido plúmbico ó protóxido (litargirio).
- 3.º Sobreóxido de plomo, bióxido (ácido plúmbico).

Solo nos ocuparemos de los dos últimos, así como tambien del compuesto originado por la union de ambos (minio).

Oxido plúmbico, protóxido de plomo ($PbO = 111,56$). Calcinando el carbonato ó nitrato de plomo, se obtiene un polvo amarillo que se denomina *massicot*, el que suficientemente calentado (hasta fusion) y cristalizado por enfriamiento recibe el nombre de *litargirio*: por consiguiente, el *massicot* y el *litargirio*, vienen á ser una misma cosa, con la sola diferencia de que el primero es pulverulento y amarillo, y el segundo fundido y algo anaranjado.

El óxido plúmbico ó protóxido de plomo presenta aspectos muy variados, supuesto que puede ser blanco, amarillo, rojo y rosáceo; diferencias que son debidas á la manera de prepararle ó al influjo de ciertas acciones que ocasionan en él cambios moleculares: asi es que hirviendo, por ejemplo, una disolucion de sosa cáustica, con un exceso de litargirio, se forman por enfriamiento cristales pequeños y pesados, de color rojo, que calentados y dejados enfriar bruscamente cambian su color en amarillo.

Se obtiene el *óxido plúmbico*, hidratado, descómpoñiendo por el amoniaco una disolución fria de una sal de plomo: el óxido hidratado es soluble en agua en la proporción de $\frac{1}{7,000}$. Se disuelve tambien fácilmente en los álcalis, propiedad que comparte con el óxido anhidro, sobre todo bajo la intervencion del calor.

El óxido plúmbico es fusible al calor rojo, y absorbe oxígeno que abandona por enfriamiento; cuando está fundido, es tal la accion que ejerce sobre los crisoles de barro, que basta á veces cinco minutos para agujerearlos por completo; lo cual es debido á que el óxido de plomo se combina con la sílice del crisol constituyendo un silicato.

Haciendo pasar á través del óxido plúmbico, calentado en un tubo de porcelana, vapor de agua, queda reducido el metal.

Humedecido el litargirio con ácido acético, y expuesto al aire, se carbonata con suma rapidez; mientras que, no sucede lo mismo con el massicot colocado en idénticas circunstancias, ó cuando menos, la accion es muy lenta; lo cual es una anomalía.

El óxido plúmbico se combina con los ácidos enérgicos y débiles, como el oxálico, bórico y silícico; tambien se combina con las tierras alcalinas (cal, barita, etc), formando compuestos definidos en los que el óxido hace veces de ácido: estos compuestos entran en la confeccion de ciertos polvos y líquidos que sirven para ennegrecer el cabello, produciéndose en este caso, entre el metal y el azufre del pelo, un sulfuro de plomo negro.

Finalmente, mezclado el óxido plúmbico, anhidro, con la cal cáustica, y expuesto el producto á la luz difusa en el aire húmedo, abandona el oxígeno y pasa al estado de óxido salino, ó minio.

El óxido plúmbico consta, en 100 partes, de:

92,85 = plomo.

7,17 = oxígeno.

100,00

Sobreóxido de plomo ó ácido plúmbico ($PbO^2 = 419,56$).

Se obtiene este cuerpo, tratando por el ácido nítrico diluido y caliente, el *minio* (combinacion del sobreóxido con el protóxido); en cuyo caso se disuelve el óxido plúmbico y queda aislado el sobreóxido ó ácido plúmbico, bajo la forma de un polvo de color de pulga: para obtener el ácido plúmbico muy puro, es condicion precisa repetir varias veces la accion del ácido nítrico sobre dicho compuesto; lavar el residuo con agua destilada, y en fin, desecarle á una temperatura inferior á 100°. Puede obtenerse igualmente el ácido plúmbico ó sobreóxido de plomo, haciendo pasar una corriente de cloro á través del protóxido, en suspension en el agua; pero el método anterior, es el más cómodo y generalmente seguido. El sobreóxido de plomo es uno de los cuerpos más oxigenantes que se conocen, y una prueba de ello nos la ofrece la accion que ejerce sobre el ácido sulfuroso, al que transforma rápidamente en sulfúrico, ó mejor dicho, en sulfato plúmbico. Se denomina á este cuerpo ácido plúmbico, porque tiene tendencia á combinarse, más bien con las bases, que con los ácidos. Consta, en 100 partes, de:

86,67	= plomo.
13,33	= oxígeno.
100,00	

Óxido salino de plomo, minio, plumbato plúmbico (PbO^2 , $\text{PbO}^2 = 342,66$). Se prepara el minio en hornos de dos pisos, de los que, el inferior sirve para transformar el plomo en massicot, y el superior, para cambiar éste en minio; para ello, es preciso que la parte superior del horno no posea una temperatura superior á 300°.

Puede obtenerse igualmente hidratado, mezclando dos disoluciones alcalinas, una, de protóxido de plomo, y otra de ácido plúmbico; se forma un precipitado amarillo de plumbato plúmbico hidratado, que por la calcinacion puede convertirse en minio anhidro, de un hermoso color rojo naranja.

Cuanto más dividido está el massicot, más bello es el minio resultante; el fabricado en Inglaterra es magnífico, porque emplean con este objeto carbonato de plomo artificial (*cerusa*)

mucho más dividido que el massicot: por lo general, el minio es de color rojo brillante, ligeramente anaranjado; expuesto durante algun tiempo á la luz directa, ennegrece; calentado al rojo cereza, abandona oxígeno y se convierte en protóxido. Suele falsificarse con concoltar ó ladrillo pulverizado; fraude fácil de descubrir, supuesto que calentando al rojo el minio puro, se obtiene un residuo amarillo, mientras que si es falsificado, persistirá la coloracion que le comuniquen dichas impuridades; además puede utilizarse la accion del ácido nítrico para descubrir la citada falsificacion.

El minio se usa con mucha abundancia en la fabricacion de los cristales finos, en la del papel pintado, lacres y esmaltes; sirve igualmente, mezclado con el carbonato de plomo ó albayalde, para confeccionar un mastie usado en las calderas de vapor, cilindros de máquinas, etc. En una palabra, puede decirse que la mayor parte de plomo oxidado, se consume bajo la forma de minio, prefiriéndole, en razon de su pureza al óxido de plomo ya descrito.

Sulfuro de plomo ó galena ($PbS = 119,56$). Hasta el dia no se ha hallado en la naturaleza sino un solo compuesto de plomo y aznfre, correspondiente al protóxido, conocido vulgarmente con el nombre de galena; este sulfuro constituye el mineral más abundante, y por consiguiente, de donde se extrae la mayor parte del plomo consumido en el comercio.

La galena cristaliza en cubos ó bajo formas que derivan de él; los cristales son brillantes y de color gris azulado; algunas veces ofrecen grandes dimensiones; finalmente, la galena tiene una densidad = 7,5; funde al calor rojo y es poco volátil.

El sulfuro de plomo se oxida cuando se calienta al aire, siendo el resultado más ó menos complejo, segun el modo de conducir su calcinacion: así es, que puede producirse óxido ó sulfato plúmbicos, y plomo en libertad, como hemos tenido ocasion de ver, al hablar de los principios químicos en que se funda la metalurgia de dicho cuerpo.

El sulfuro de plomo no es atacado, ni por el ácido clorhídrico, ni por el sulfúrico diluido en agua; pero concentrado é hirviendo, le transforma en sulfato plúmbico, á espensas de su propio oxígeno: el ácido nítrico actúa sobre el sulfuro de

plomo, según su grado de concentración, pudiendo formar, con arreglo á estas condiciones, nitrato ó sulfato plúmbicos, con ó sin residuo de azufre.

Casi todas las galenas son argentíferas, habiéndose observado que las más ricas son aquellas cuyas caras cristalinas miden menos tamaño; en este caso se explota el mineral, con el doble objeto de utilizar el plomo y la plata.

Los alfareros aplican la galena en suspensión en un poco de agua, como baño de los objetos de barro que elaboran; práctica muy perjudicial en los usos domésticos, por la acción que los alimentos, ó más bien las salsas de ellos, pueden ejercer sobre dicho bañado.

Puede prepararse artificialmente el sulfuro de plomo, fundiendo este metal, en granalla, con azufre; fundido segunda vez el producto, suministra una especie de mata de testura cristalina, en la cual puede evidenciarse la facetedación cúbica.

Existe también un *sub-sulfuro de plomo* (Pb^2S), correspondiente al subóxido; es la mata plumbosa que se forma durante el tratamiento metalúrgico de la galena, y que se puede obtener fundiendo un equivalente de sulfuro de plomo y otro de plomo metálico.

La galena consta, en 100 partes, de:

86,67 = plomo.
15,55 = azufre.
<hr style="width: 50%; margin: 0 auto;"/>
100,00

Cloruro de plomo ($PbCl = 158,99$). Este compuesto se encuentra generalmente combinado con el óxido del mismo metal, constituyendo oxicloruros de gran uso en la pintura.

El mejor método para preparar el cloruro de plomo, consiste en tratar en caliente el litargirio con el ácido hidrocórico. De este modo se obtiene un polvo blanco, que disuelto en agua hirviendo se separa por enfriamiento, bajo la forma de cristales aciculares de algunos milímetros de longitud.

Este cloruro de plomo se funde á una temperatura próxima al rojo; cuando el calor es más elevado, espárcese abundantes humos blancos, y al enfriarse, se condensa en una masa tras-

lúcida, que puede cortarse con un cuchillo; los antiguos químicos denominaban á este producto *plomo córneo*; es poco soluble en agua fria, y goza de gran tendencia á combinarse con el óxido de plomo para formar oxiclорuros, cuyos compuestos poseen un hermoso color amarillo, conocido entre los pintores con los nombres de *amarillo mineral*, de *Paris*, de *Verona* de *Turnel*, y en fin, de *Cassel*: este último está formado de un equivalente de cloruro de plomo y siete de óxido; y en fin, puede obtenerse fundiendo una mezcla de 10 partes de minio y una de sal amoniacal.

El cloruro de plomo consta, en 100 partes, de:

74,49	= plomo.
25,54	= cloro.
100,00	

Sales de plomo. Solo nos ofrecen interés el sulfato, nitrato, carbonato y bromato plúmbico, reservando para el estudio del ácido acético los acetatos de dicha base.

Sulfato plúmbico ($PbO, SO^3 = 451,56$). Esta sal, muy empleada en tintorería, puede obtenerse, bien sea practicando el procedimiento industrial, que consiste en descomponer el alumbre por el acetato de plomo, ó bien tratando directamente el metal, el óxido ó el carbonato por el ácido sulfúrico

Esta sal es anhidra, insoluble en el agua, pero sensiblemente soluble en los líquidos ácidos, como, por ejemplo, el nítrico y sulfúrico: las sales amoniacales le descomponen, más bien que le disuelven, cambiando con él sus principios, de cuya propiedad se saca partido en las análisis para separar el sulfato plúmbico de otros compuestos; en efecto, si en una disolución, por ejemplo, de acetato y sulfato amónico, se hierve una sustancia mineral que contenga sulfato plúmbico, se observa que el líquido filtrado abandona dicha sal por el enfriamiento.

El sulfato plúmbico resiste á una temperatura elevada, propiedad que le escluye de los sulfatos correspondientes á los metales incluidos en las cuatro últimas secciones, ya hemos dicho anteriormente, que el sulfuro de plomo es reducido por

el hierro y por el carbon: el sulfato plúmbico sirve para la preparacion de papel pintado, barniz de tarjetas, etc.

Consta en 100 partes de:

75,60 = óxido plúmbico.

26,40 = ácido sulfúrico.

100,00

Nitrato de plomo ($\text{PbO}, \text{NO}^2 = 165,56$). Se obtiene haciendo actuar un exceso de ácido nítrico sobre litargirio ó sobre el carbonato de plomo (cerusa): esta sal cristaliza en octaedros regulares y es anhidra.

El nitrato de plomo, es poco soluble en agua fria, mucho más en agua hirviendo, é insoluble en el alcohol; hervido con el óxido de plomo, forma una sal bibásica, que contiene una molécula de agua; es descomponible por el calor, como todos los nitratos, siendo producto de su descomposicion, oxígeno y ácido *hiponitrico*. Sirve para preparar este cuerpo y como reactivo, consta en 100 partes de:

67,40 = óxido plúmbico.

52,60 = ácido nítrico.

100,00

Carbonato de plomo, cerusa, albayalde ($\text{PbO}, \text{CO}^2 = 155,56$). Existe esta sal en la naturaleza, bajo la forma de hermosos cristales transparentes, que corresponden al cuarto sistema: el carbonato de plomo obtenido en nuestros laboratorios, es blanco pulverulento; se prepara generalmente por doble descomposicion; es decir, vertiendo una disolucion de carbonato de sosa en otra de acetato de plomo.

En cuanto á la preparacion industrial del albayalde, podemos decir que, en rigor, solo hay dos procedimientos; uno muy antiguo, denominado método *holandés*; y el otro más moderno, é inventado por Thénard: ambos están fundados en la accion que el ácido carbónico ejerce sobre el acetato tribásico de plomo.

El método *holandés* consiste esencialmente en exponer láminas de plomo muy delgadas, bajo la influencia de una tem-

peratura de 35° á 40°, á la accion simultánea del aire, del ácido carbónico y de los vapores de vinagre: el aire oxida al plomo, y el vapor de vinagre se combina con este óxido, y forma acetato básico, y en fin, el exceso de base de esta subsal se une con el ácido carbónico, dando origen al carbonato de plomo, mantenido ó reducido más bien al estado de sal básica por la presencia del exceso de acetato básico.

En este procedimiento, el ácido carbónico y el calor son suministrados por la fermentacion del estiércol, á cuyo fin se introducen láminas de plomo rolladas en espiral, en una especie de tiestos de barro, contruidos de tal modo, que las planchas de plomo estén en contacto directo con el vinagre que se halla en el fondo; dispuestas las vasijas de barro de esta manera, se tapan ligeramente con una placa de plomo; se colocan en varias tandas dentro de una cámara apropósito, y por último, se introduce el estiércol, y se cierran las comunicaciones de la cámara con tablas ó de cualquiera otro modo.

El método de Thénard consiste en disolver el litargirio en el ácido acético, para producir un acetato de plomo tribásico, á través del cual se hace pasar una corriente de ácido carbónico: el exceso de subóxido de plomo del subacetato, pasa al estado del carbonato neutro, el que reaccionando sobre la porcion de acetato básico no descompuesto, queda convertido igualmente en carbonato neutro; por manera que el subacetato primitivo es descompuesto á la vez por el ácido carbónico y por el carbonato neutro de plomo. Privado el acetato del exceso de base vuelve á ser convertido en subsal, la que es descompuesta ulteriormente por la accion del ácido carbónico.

Sea cualquiera el método industrial seguido para la fabricacion del albayalde, es lo cierto que casi siempre vá acompañado de óxido plúmbico hidratado, ó más bien, carbonato básico de plomo; por lo demás, el carbonato de plomo es descompuesto por el calor en ácido carbónico y en litargirio, ennegreciéndose, como todas las sales de plomo, bajo la influencia de las emanaciones sulfídricas, causa á que es debida la coloracion oscura que adquieren con el tiempo las pinturas al óleo.

El carbonato de plomo, cerusa ó albayalde; contiene siempre sulfato de barita, lo cual no es un fraude, en atencion á

que se le agrega esta sustancia para que adquiera opacidad: no diremos otro tanto, cuando se asocia el albayalde, creta, yeso ó sulfato plúmbico; falsificación que puede reconocerse tratando el carbonato por el ácido acético; y respecto de la cal, no hay más que precipitar el plomo, de la disolución acética, mediante el hidrógeno sulfurado, filtrar, y verter en el líquido resultante un poco de oxalato amónico. Si se forma un precipitado blanco, es prueba de que hay fraude, supuesto que dicho precipitado corresponderá al oxalato de cal.

Los pintores usan mucho la cerusa, para la pintura al óleo, siendo uno de los motivos de su empleo, la desecación que origina el aceite, sin que por esto sea destruido el color inherente á su naturaleza, es decir, al del albayalde.

La fabricación y el constante manejo del albayalde, ocasionan la enfermedad conocida con el nombre de cólico de los pintores ó saturnino, sin que á pesar de las precauciones preconizadas (entre otras, la de frecuentes lociones con agua acidulada por ácido sulfúrico ó acético), dejen los pobres pintores y fabricantes de pagar un triste tributo á la elaboración de dicho cuerpo, pues la absorción de las materias plumbíferas tiene lugar lo mismo por la piel que por los pulmones. Una buena ventilación, cesar á largos intervalos en semejante trabajo, mucha limpieza antes de comer, al fumar, etc., y en fin, un régimen apropiado, producirán mejores efectos que todo lo preconizado hasta el día.

El carbonato de plomo consta en 100 partes; de:

83,55 = óxido de plomo.

16,47 = ácido carbónico.

100,00

Cromato de plomo ($PbO, CrO^3 = 161,84$). Existe en la naturaleza una sustancia roja, cristalizada en prismas romboidales oblicuos, conocida con el nombre de *plomo rojo*, y que está compuesto de equivalentes iguales de ácido crómico y óxido de plomo: puede prepararse, mezclando dos disoluciones perfectamente neutras de acetato de plomo y cromato potásico, este compuesto es pulverulento y de un hermoso color

amarillo, el cual puede, sin embargo, cambiar, si no es perfectamente neutro: de modo que, según la neutralidad de los líquidos productores de la sal, más la influencia de la temperatura, que también puede hacer cambiar el calor del producto, así resultarán cromatos de plomo de composición y color diferentes; en general, dichos cromatos son tanto más rojos cuanto mayor sea también su estado básico.

Los cromatos de plomo se usan en la pintura al óleo, bajo el nombre de amarillo de cromo; también suele usarse en las fábricas de papel, en la tintorería e impresión de telas: finalmente, el cromato de plomo sirve para analizar ciertas sustancias orgánicas sulfuradas, en razón á que queda separado todo el azufre bajo la forma de sulfuro de plomo.

Acción de las preparaciones saturninas en la economía animal. Esperiencias hechas con los animales, han demostrado que los perros pueden soportar dosis, bastante grandes, de una sal de plomo soluble sin que la muerte sea consecuencia necesaria, por ejemplo: $\frac{z}{3}$ ℞ j y $\frac{z}{3}$ ℞ j. Diariamente se da á los tísicos el acetato de plomo desde j gr.; progresivamente hasta \varnothing j. Pero si se traspasan estos límites, se suceden cólicos y diarreas con síntomas de irritación gástrica. Administrado en dosis reducidas, pero continuas, el cromato de protóxido de plomo produce en lo economía, los mismos desórdenes que las emanaciones saturninas: es en cierto modo un envenenamiento crónico. Hay además irritación gástrica. En dosis excesivas produce náuseas, vómitos de materias blancas acompañados de violentos esfuerzos; cólicos, evacuaciones alvinas, movimientos convulsivos, especialmente si la muerte no sobreviene muy pronto. En dosis pequeñas obra disminuyendo las secreciones de la mucosa gastro-intestinal, llevando al mismo tiempo su acción sobre la contractibilidad muscular; á altas dosis inflama la mucosa gastro-intestinal y desarrolla todos los síntomas que dependen de esta afección.

Antídotos y tratamiento. Deberán emplearse, los carbonatos de sosa y el sulfato de la misma base; puede también usarse el agua de jabón. Después de la administración deberá excitarse el vómito á fin de expulsar el veneno lo más pronto posible. El agua albuminosa es de un gran recurso en este caso, la cual deberá administrarse bien sea sola ó bien con una

de las sales há poco indicadas. En seguida se combatirá la inflamacion por los medios ordinarios.

Aleaciones de plomo. Las aleaciones más importantes del plomo son:

1.° Los caracteres de imprenta, constituidos por:

$$\begin{array}{r} 80 = \text{plomo.} \\ 20 = \text{antimonio.} \\ \hline \end{array}$$

100

2.° Soldadura de plomeros:

$$\begin{array}{r} 66 = \text{plomo.} \\ 34 = \text{estaño.} \\ \hline \end{array}$$

100

3.° Soldadura de ojalateros:

$$\begin{array}{r} 50 = \text{plomo.} \\ 50 = \text{estaño.} \\ \hline \end{array}$$

100

4.° Planchas para grabar música:

$$\begin{array}{r} 75 = \text{plomo.} \\ 25 = \text{antimonio.} \\ \hline \end{array}$$

100

En general, las aleaciones de plomo y estaño son menos brillantes y más duras que el estaño: en cambio, la de plomo y antimonio (caracteres de imprenta) es más blanda que el último metal, y más dura que el primero.

Perdigones. Se obtienen vertiendo desde grande altura el plomo fundido, y previamente asociado con una pequeña porcion de arsénico, sobre grandes depósitos llenos de agua: la asociacion del arsénico al plomo es indispensable para la redondez de la municion: el aparato agujereado (especie de criba metálica), por donde se echa el plomo arsenical fundido debe estar tanto más alto del depósito de agua, cuanto más

:

grande sea tambien el diámetro del plomo de caza elaborado. La municion más gruesa debe caer desde una altura próximamente de 50 metros.

Caractéres distintivos de las sales de plomo. Pocas sales son tan fáciles de reconocer como las de plomo; cuando son insolubles, basta ensayarlas al soplete, á cuyo fin se mezcla una corta cantidad de la sal con carbonato de sosa, y se introduce la mezcla en una cavidad practicada en un carbon. Dirigiendo el dardo de la llama, particularmente el reductor (v. el tomo 1.º, pág. 205), sobre la mezcla, ésta se funde, hierve, y bien pronto se ven aparecer sobrenadando en la masa fluida pequeños glóbulos de metal que se ablandan entre los dientes.

Las sales plúmbicas solubles poseen un sabor azucarado, que luego cambian en estíptico y metálico: vertiendo en ellas ácido sulfúrico ó hidroc্লórico concentrado, se forma inmediatamente un precipitado blanco amorfo de sulfato plúmbico, en el primer caso, ó blanco y cristalino en el segundo; ambos insolubles, ó poco solubles en el ácido nítrico; y aun cuando esta reaccion es comun á las sales de barita, queda marcada la diferencia con solo hacer intervenir en la experiencia el gas sulfídrico, que no tiene accion alguna sobre las sales de barita, mientras que produce un precipitado negro de sulfuro de plomo en las sales de este radical; finalmente, los ioduros y cromatos solubles producirán en las sales de plomo, precipitados amarillos correspondientes á ioduro ó cromato de plomo.

TÁLIO.

Es un cuerpo simple aislado recientemente, y que atendidos sus principales caractéres quimicos, ofrece todas las cualidades de los verdaderos metales.

El quimico inglés Crookes, parece ser quien, por primera vez, ha sospechado y descubierto despues la existencia del nuevo metal, sometiendo á una análisis espectral ciertos residuos seleniferos en donde buscaba el telurio: posteriormente ha aislado el cuerpo en cuestion y le ha sometido á un estudio minucioso, como igualmente á sus principales compuestos.

Hasta ahora la primera materia más beneficiosa para obtener el tálio es el azufre, procedente de la destilacion de nues-

tras piritas cuprosas; segun Crookes cada libra ($0,455$) de dicho azufre contiene $0,929$ de tálio.

Hé aquí la marcha que conviene seguir para aislar el tálio puro del azufre, ó de las piritas.

Pulverizado el mineral, se trata por agua régia hasta que esta no disuelva nada; diluido el líquido y filtrado, se añade ácido sulfúrico en cantidad suficiente para precipitar el plomo; hecho esto, se evapora hasta que haya desaparecido el exceso de ácido nítrico, pero sin llegar á consistencia pastosa, pues en este caso se pierde el metal que se trata de obtener. Despójado el líquido de los productos ácidos se filtra de nuevo para separar el sulfato de plomo, y luego se adiciona carbonato de sosa hasta reaccion alcalina; despues se añade un exceso de cianuro de potasio y se separan por filtracion los carbonatos precipitados: el tálio queda disuelto en el estado de cianuro. Sometido este líquido á una corriente de hidrógeno sulfurado, se obtienen precipitados, el tálio, el cadmio y el mercurio; y en disolucion el cobre, antimonio, estaño y arsénico; recogidos los tres sulfuros dichos, se tratan por el ácido sulfúrico diluido que disuelve solo al sulfuro de cadmio; luego se añade ácido nítrico que no ataca al de mercurio, pero sí al de tálio, disolviéndole por completo bajo la forma de nitrato. Evaporada esta sal hasta sequedad, vuelve á dilatarse en agua, y por último, se sumerge una lámina de zinc que precipita el tálio bajo la forma de un polvo oscuro, que luego se funde en una corriente de hidrógeno.

El tálio es un metal denso, que por sus propiedades físicas se asemeja mucho al plomo; su densidad es igual á 12, próximamente; su corte reciente ofrece un lustre metálico brillante; es menos azul que el plomo, muy blando, toda vez que se puede cortar con una navaja y rayar por la uña; funde al rojo, es soluble en los ácidos nítrico, hidroclórico y sulfúrico; forma dos óxidos, uno básico y otro con reaccion ácida; se sospecha además la existencia de un subóxido. El tálio forma sales enteramente parecidas á las de plomo y que como las de éste son muy venenosas.

Bismuto (Bi = 106,45).

El bismuto fué confundido antiguamente con el estaño y

el plomo, hasta que en época más moderua fué conocida su verdadera naturaleza por Sthal y Dufay: el bismuto suele hallarse con frecuencia nativo, en cuyo caso la única operación que hay que hacer, es separarle de la ganga, lo cual se consigue calentándole en tubos de hierro colocados en un horno, cuya posición sea inclinada.

El bismuto, obtenido de esta manera, contiene azufre, arsénico, y otros metales extraños: se le purifica fundiéndole con $\frac{1}{100}$ de nitro: la mejor manera de obtenerle químicamente puro, es sin embargo, descomponiendo el subnitrito mezclado con flujo negro y en un crisol de barro: el bismuto es un metal de color blanco agrisado, algo rojizo; su estructura es laminar; cristaliza en tremies piramidales derivadas del cubo; los cristales son muy grandes y magníficamente irisados, fenómeno ocasionado por una ligera oxidación de la superficie.

Se obtienen magníficas cristalizaciones en geodas de un efecto admirable, dejando enfriar lentamente muchos kilogramos de metal fundido, y separando la costra sólida formada en la superficie del baño; se agujerea esta, mediante un carbon rojo, y se decanta el líquido con mucha precaución: la menor porción de arsénico asociado al bismuto, impide la cristalización dicha.

El bismuto tiene una densidad = 9,8; es muy fusible y puede pulverizarse; funde á 264°; pierde su brillo al aire; se oxida por la calcinación; y en fin, si la temperatura es muy elevada, arde con una llama azulada produciendo humos amarillentos. El ácido nítrico es el único que le ataca fácilmente; los demás apenas tienen acción sobre él. El bismuto se combina con el oxígeno, dando origen á dos compuestos oxigenados, el óxido y ácido bismúticos.

Oxido bismútico, sesquióxido de bismuto ($\text{Bi}^2\text{O}^3 = 256,86$). Se obtiene este óxido, calcinando el metal ó su nitrato, ó bien hirviendo en una disolución de potasa el óxido hidratado que se forma, descomponiendo una sal soluble de bismuto por un exceso de amoniaco: el óxido bismútico anhidro, es amarillo, pulverulento y fusible al calor rojo; fundido, ataca los crisoles con más energía que el litargirio; y en fin, adquiere por enfriamiento el aspecto de un vidrio oscuro.

Algunos químicos representan este óxido por la fórmula BiO , asignándole un equivalente = 78,955; es decir que le atribuyen un valor dos tercios menor que el señalado anteriormente: pero de este modo no se explica el isomorfismo de ciertas combinaciones bismúticas observadas con otros compuestos cuya fórmula está perfectamente definida.

Acido bismútico ($\text{Bi}^2\text{O}^5 = 252,86$). Se obtiene este compuesto haciendo llegar una corriente de cloro á través de una disolución concentrada de potasa que tenga en suspensión protóxido de bismuto. Se presenta bajo el aspecto de un polvo rojo claro; es descomponible á una temperatura de 100° ; inatacable por el ácido nítrico.

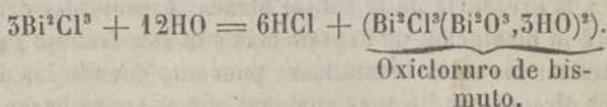
Bajo la influencia del calor, pierde parte de su oxígeno, y pasa al estado de óxido salino, cuya fórmula es Bi^2O^3 , Bi^2O^5 .

Los bismutatos son cuerpos muy poco importantes y escasamente conocidos.

Sulfuro de bismuto ($\text{Bi}^2\text{S}^3 = 260,86$). Se prepara directamente el sulfuro de bismuto, fundiendo equivalentes iguales de azufre y de bismuto pulverizado. Como un poco de metal escapa á la acción sulfurante, es preciso volverle á fundir de nuevo con cierta porción de azufre. Resulta de esta manera el sulfuro de bismuto de una textura cristalina, y cuya composición es la misma que la del sulfuro natural, isomorfo con el sulfuro de antimonio. Este sulfuro se emplea en medicina.

Cloruro de bismuto ($\text{Bi}^2\text{Cl}^3 = 519,15$). El bismuto, así como la mayor parte de los metales, se combina directamente con el cloro, constituyendo un cloruro bismútico, bajo la forma de una sustancia blanca, fusible y delicuescente. Se puede obtener hidratado evaporando una disolución de bismuto en el agua régia.

El cloruro de bismuto es descompuesto por un exceso de agua, transformándose en oxiclорuro hidratado, y dejando en libertad ácido hidroclórico, según demuestra la ecuación siguiente:



Este cuerpo es conocido con el nombre de blanco de perla.

Nitrato de bismuto ($\text{Bi}^3\text{O}^3, 3\text{NO}^5 + 5 \text{ag} = 417,86$). Se obtiene esta sal, disolviendo el metal en ácido nítrico y evaporando convenientemente el líquido: se presenta bajo la forma de gruesos cristales incoloros y delicuescentes; es soluble, sin descomposición aparente, en una corta cantidad de agua, pero se fracciona al punto en presencia de un exceso de ella, siendo el producto de la descomposición *subnitrato de bismuto*, cuerpo de composición variable, según la cantidad de agua que se haga intervenir. Lavado repetidas veces el subnitrato de bismuto con agua destilada caliente, queda convertido en óxido bismútico: el subnitrato de bismuto se emplea como cosmético, y también en medicina como tónico, etc.

Aleaciones de bismuto con el estaño y plomo. Las aleaciones más interesantes de bismuto son las constituidas por dicho metal con el plomo y el estaño, en razón de su grande fusibilidad, según indica el siguiente cuadro:

Aleacion de Darcet.

Bismuto.		Estaño.		Plomo.		Punto de fusion de la aleacion.
(fusible á 264°)		(fusible á 228°)		(fusible á 335°)		
5	2	3	..	+ 91,6
2	4	4	..	+ 95,0
3	5	5	..	+ 94,5
5	3	2	..	+ 99,0

Como se vé, estas aleaciones funden en el agua hirviendo, por cuya razón son utilizadas en nuestros laboratorios, para baños á alta temperatura.

Aun cuando estas aleaciones se conocen con el nombre de Darcet, su origen es muy antiguo: la que funde á 99° fué descubierta por Newton.

Caractéres distintivos de las sales de bismuto. La descomposición de las sales solubles del bismuto por un exceso de agua, y la presencia de la subsal blanca, é insoluble, comunicando á la disolución un aspecto más ó menos lechoso, puede caracterizar las sales bismúticas, pues aun cuando las de antimonio ofrecen condiciones análogas, no es sin embargo soluble, en el ácido nítrico como en las de bismuto, el precipita-

do blanco originado por dicho fraccionamiento; además, el gas sulfídrico forma en las sales antimónicas un precipitado rojo ó anaranjado (sulfuro de antimonio), mientras que es negro el producido en las disoluciones bismútcas.

RESUMEN.

1. Existe en la naturaleza un compuesto de estaño y oxígeno denominado casiterita (ácido estánnico). Se obtiene el metal, reduciendo por medio del carbon dicho ácido previamente calcinado. Es un metal blanco argentino, de una densidad = 7,29, y produciendo un ruido particular denominado grito de estaño, cuando se le encorba entre las manos. El estaño forma un óxido de la fórmula general RO , que se obtiene precipitando por la potasa la disolución de cloruro estannoso. Este óxido puede adquirir diferentes coloraciones (negro, verde aceituna y rojizo) por la ebullicion, lo cual son simples efectos isoméricos. El ácido estánnico puede presentarse bajo dos estados, á saber: el ácido estánnico ordinario, y el metastánnico; ambos difieren por la cantidad de agua y su estado molecular. Se obtiene el ácido estánnico, lavando y calcinando el producto de la accion del ácido nítrico sobre el estaño; ó bien calcinando el metastánnico en presencia de la potasa: este último es el que se emplea con más frecuencia.

Bajo el nombre de oro musivo ó mosaico, se conoce un sulfuro estánnico procedente de la calcinacion en sublimatoria de siete partes de flor de azúfre, seis de sal amoniaco, y una amalgama formada por doce partes de estaño y seis de mercurio; se emplea para broncear objetos de yeso ó de madera, y para frotar las almohadillas de la máquina eléctrica.

Hay dos cloruros de estaño, uno correspondiente al protóxido y otro al ácido estánnico; se obtiene el primero; atacando al estaño por el ácido hidroclórico hirviendo, ó poniendo la granalla de estaño al aire, previamente humedecida; y el segundo, haciendo pasar una corriente de cloro á través de las aguas madres procedentes de la cristalización del estannoso, ó bien tratando el metal por el agua régia; se usa el protocloruro de estaño como mordiente. El cloruro estánnico se cono-

ce tambien con el nombre vulgar de licor fumante de Libavius.

El carácter más distintivo de las sales estannosas es la coloracion ó precipitado purpúreo que producen tratadas por el cloruro áurico. Se reconocen las estánnicas por el precipitado amarillo que se produce mediante el hidrógeno sulfurado ó sulfuros alcalinos; el que se origina en las sales estannosas es de color de chocolate.

2. Se extrae el antimonio calcinando el sulfuro natural, separado de la ganga, y reduciendo el oxisulfuro resultante, por medio del carbon embebido de una disolucion de carbonato sódico: obtenido el metal se purifica fundiéndole segunda vez en el estado de polvo con $\frac{1}{10}$ de su peso de nitro. Es un metal de brillo argentino, y de una densidad = 6,8.

El antimonio forma un protóxido (SbO^3), y un ácido (SbO^5) antimónico; puede obtenerse el primero bajo la forma de un polvo cristalino, vertiendo el cloruro antimonioso en una disolucion hirviendo de carbonato de sosa; si la disolucion es fria, el óxido resulta hidratado ($\text{SbO}^3 + \text{ag}$).

Para preparar el ácido antimónico, no hay más que tratar el antimonio pulverizado por agua régia que contenga un exceso de ácido nítrico; el ácido antimónico puede poseer una ó dos moléculas de agua; en el primer caso constituyete el ácido *antimónico ordinario* ó monoatómico, y en el segundo, el *metaantimónico* ó biatómico. Ambos pierden el agua básica y se convierten, calcinados al abrigo del aire, en el ácido normal anhidro; y calcinados al contacto del aire pierden oxígeno, y se convierten en ácido antimonioso (SbO^4), que es considerado por la generalidad de los químicos por un óxido salino ($2\text{SbO}^4 = \text{SbO}^3, \text{SbO}^5$).

El bimetaantimoniato de potasa es el mejor reactivo que se conoce para caracterizar las sales de sosa: se obtiene calcinando en un crisol una parte de antimonio y cuatro de nitro, se lava el residuo con agua tibia, se hierve el producto insoluble resultante, se filtra y evapora hasta consistencia de jarabe en cápsula de plata; se añade despues potasa cáustica, y en fin, se evapora el todo hasta que ofrezca signos aparentes de cristalización; se decanta el liquido alcalino, y en fin, se deseca la sal entre papel Berzelius; disuelto el residuo en agua,

se halla ya en las condiciones convenientes para usarle como reactivo.

Se obtiene el *sulfuro de antimonio*, bien sea calcinando el metal con el azufre, ó bien tratando el cloruro por un sulfato alcalino.

Puede obtenerse el *kermes*, bien sea hirviendo durante tres cuartos de hora una parte de sulfuro de antimonio en polvo, veintidos y media parte de carbonato de sosa anhidro, y doscientas cincuenta partes de agua, ó bien fundiendo en un crisol de barro una mezcla de cinco partes de sulfuro de antimonio natural, y tres de carbonato de sosa seco. En uno y en otro caso se precipita el kermes por el enfriamiento de los líquidos respectivos.

Calcinando el sulfuro de antimonio al aire libre, se obtienen diferentes oxisulfuros conocidos desde muy antiguo con los nombres de *ceniza*, *vidrio*, *higado de antimonio*, etc.

El sulfuro antimónico puede formarse por los mismos medios que el antimonioso, esto es, ó fundiendo el metal con un exceso de azufre, ó bien haciendo pasar una corriente de hidrógeno sulfurado á través del cloruro antimónico.

Se obtiene el cloruro antimonioso (manteca de antimonio) y antimónico, el primero, destilando los residuos procedentes de la estraccion del hidrógeno sulfurado mediante el sulfuro de antimonio y el ácido clorhídrico (v. tomo 1.º, pág. 507); y el segundo, haciendo pasar una corriente de cloro á través del metal enrojecido: ambos se fraccionan en presencia de un exceso de agua, constituyendo, el antimonioso, un oxiclорuro de aspecto blanco (*polvos de algaroth*), y el segundo, ácido antimónico igualmente de aspecto blanco y amorfo, más ácido hidrocлórico.

Los caractéres más distintivos de las sales de antimonio son: el fraccionamiento de sus sales en un exceso de agua, y el precipitado amarillo ó de color de naranja que producen en sus disoluciones el hidrógeno sulfurado y los sulfuros alcalinos.

Se obtiene el hidrógeno antimonial, desprendiendo hidrógeno por los métodos ordinarios, en presencia del cloruro antimonioso: el carácter más distintivo entre las manchas arsenicales y las de antimonio, es la accion del hipoclorito de po-

tasa, que disuelve las de arsénico y deja las de antimonio.

5.º El mineral de cobre que generalmente se explota para extraer el metal, es la pirita cobriza, de color amarillo de latón, constituida esencialmente, por lo general, de sulfuro cuproso y sulfuro férrico ($\text{Cu}^2\text{S} + \text{Fe}^2\text{S}^3$). El fundamento de la obtención del cobre, explotando este mineral, es eliminar, por la calcinación y fusión, el sulfuro de hierro bajo la forma de silicato fusible, y enriquecer, por lo tanto, de sulfuro de cobre el residuo (mata cobriza). Una nueva calcinación en hornos especiales y bajo la influencia del aire, convierte el óxido y sulfuro de cobre resultantes en dicha operación, en ácido sulfuroso y cobre metálico (cobre en bruto). La refinación del cobre tiene por objeto separar sus impurezas en forma de espuma, y finalmente, reducir los óxidos con carbón y leña verde.

Para obtener el cobre químicamente puro, hay que reducir el óxido cúprico anhidro por medio de una corriente de hidrógeno: el cobre es un metal rojo, susceptible de adquirir un hermoso brillo; muy maleable, y de hermoso color verde cuando es mirado por transmisión de hojas sumamente delgadas; en fin, es muy tenaz, supuesto que un alambre de 2 milímetros no cede sino a un peso de 37 kilogramos; su densidad = 8,9.

Dos son los óxidos más importantes que el cobre forma con el oxígeno, el óxido cuproso, protóxido u oxidulo de cobre (Cu^2O) y el óxido cúprico ó bióxido de cobre. Se obtiene el primero, tratando por la potasa el cloruro cuproso, ó bien, en fin, calentando una disolución de acetato cúprico á la que se haya añadido previamente azúcar ó glucosa: en el primer caso, se presenta de un color amarillo rojizo ocráceo; en el segundo, en forma de un precipitado cristalino rojo oscuro.

Para preparar el *óxido cúprico* hidratado, no hay más que tratar la disolución de una sal cúprica por un álcali fijo: el precipitado es de color azul claro. Se obtiene el óxido cúprico anhidro, bien sea calcinando el metal al contacto del oxígeno del aire, ó descomponiendo el nitrato cúprico por la acción del calor. El óxido cúprico anhidro se presenta bajo la forma de un polvo negro amorfo semejante á la manganesa.

Se obtiene artificialmente el sulfuro cuproso, fundiendo una

mezcla de tres partes de azufre y ocho de torneaduras de cobre ; así como también se prepara fácilmente el bisulfuro, haciendo pasar una corriente de hidrógeno sulfurado, á través de una disolución cúprica.

Pueden obtenerse los cloruros de cobre, tratando el metal por ácido hidroclórico, ó bien los óxidos respectivos por dicho ácido; sin embargo, el mejor medio de obtener el protocloruro, consiste en hervir el cloruro cúprico con limaduras de cobre. Es insoluble en el agua, precipitándose al contacto de esta, bajo la forma de un polvo blanco y cristalino, perfectamente soluble en el amoniaco: si la disolución se efectúa al abrigo del aire, resulta un líquido incoloro, que rápidamente pasa á azul celeste en presencia del oxígeno (cloruro cúprico amoniacal); por cuya razón, es de grande utilidad este líquido en las análisis del aire.

4. Se obtiene sulfato cúprico ($\text{CuO}, \text{SO}^3 + \text{ag}$) tratando el metal ó el óxido por el ácido sulfúrico; es una sal azul, cristizable en romboedros voluminosos; se usa como astringente en colirios, etc. El verde de Scheele y de Schweinfurt son; arsenito de cobre el primero; y acetato y arsenito el segundo; se obtienen por doble descomposición.

Se prepara el carbonato de cobre, vertiendo una disolución de carbonato alcalino sobre otra de sulfato cúprico, ó de cualquiera sal soluble de cobre: la composición centesimal de esta sustancia es idéntica á la de la *malaquita*, considerada por los mineralogistas como una asociación de carbonato neutro de cobre y óxido cúprico hidratado ($\text{CuO}, \text{CO}^2 + \text{CuO}, \text{HO}$).

El orin ó costra agrisada de los broncees es igualmente un carbonato básico de cobre.

Las principales aleaciones del cobre son: el laton, constituido por treinta y tres partes de zinc y sesenta y siete de cobre. El bronce, formado por noventa de cobre y diez de estaño; y por último, la aleación de aluminio y cobre; formada por noventa partes de este metal y diez de aluminio.

La acción enérgica que los ácidos débiles ejercen sobre el cobre y sus aleaciones, hace debieran proscribirse del servicio doméstico los utensilios y demás vasijas estañadas de este metal.

Los mejores caracteres para distinguir las sales de cobre son: respecto de las cuprosas, el precipitado amarillo que for-

man en presencia de los álcalis fijos, y la rápida coloracion azul que adquiere el óxido blanco obtenido empleando como agente precipitante el amoniaco, y en presencia del oxígeno del aire: respecto de las sales cúpricas, dos son los mejores reactivos de que puede hacerse uso, á saber; el ferrocianuro potásico, capaz de apreciar $\frac{1}{78,000}$ de cobre, en una disolucion cualquiera, y una lámina ó alambre de hierro, perfectamente limpio, sumergido en la disolucion cúprica ligeramente acidulada: por este medio puede apreciarse aun la presencia de $\frac{1}{150,000}$ de cobre en un líquido cualquiera.

5. Los minerales de plomo más generalmente explotados son; la galena, ó sea el sulfuro de plomo y el carbonato de plomo.

Se obtiene, en general, calcinando préviamente los minerales y reduciéndolos despues, bien sea por el carbon, por el hierro, ó bien, en fin, utilizando, bajo la influencia de cierta temperatura la reaccion que tiene lugar entre el óxido, sulfuro y sulfato plúmbico, accion que podemos compendiar en la ecuacion siguiente: $PbO,SO^3 + 2PbO + 2PbS = 3SO^2 + 5Pb$.

Los alquimistas, interpretando con su imaginacion fantástica, la propiedad que el plomo tiene de alearse á otros metales, le dieron el nombre de saturno, considerando en esta accion al plomo como verdadero devorador de dichos cuerpos.

El plomo es un metal blanco azulado, brillante en su superficie reciente, cristalizado en octaedros regulares, de un olor particular que se desarrolla por el frote; su densidad = 11,44; mancha los cuerpos con una huella gris azulada.

El plomo se combina con el oxígeno, formando dos compuestos, que son los más interesantes para nosotros, á saber, el óxido plúmbico y el sobreóxido de plomo: la union de ambos constituye otro óxido salino, de algun interés tambien, denominado minio: se obtiene el primero anhidro, calcinando el plomo en contacto del aire (litargirio), ó bien hidratado, descomponiendo por el amoniaco una disolucion fria de una sal de plomo: este óxido puede presentarse con diversas coloraciones, segun el método de obtencion; coloraciones debidas á cambios moleculares. Se obtiene el sobreóxido de plomo, tratando el minio por el ácido nítrico caliente y diluido, ó bien

haciendo pasar una corriente de cloro á través del protóxido en suspension en el agua. Y por por último, se prepara el minio, calcinando á una temperatura de 500° el massicot, ó sea el óxido plúmbico no fundido. El minio tiene diferentes coloraciones, y se emplea, así como el litargirio y massicot, en diferentes industrias.

El sulfuro de plomo, ó galena, es muy abundante en la naturaleza, y está casi siempre acompañado de sulfuro de plata: puede obtenerse artificialmente, fundiendo el plomo en granalla con el azufre.

La preparacion del cloruro de plomo consiste en calentar el litargirio con ácido hidroclórico: disuelto en agua hirviendo, el precipitado producido, se obtienen por enfriamiento cristales aciculares. El cloruro de plomo funde al calor rojo, constituyendo una masa translúcida. En fin, unido el cloruro plúmbico con el óxido del mismo metal, constituye un oxicluro, conocido en la pintura con los nombres de amarillo de Cassel, ó de Verona.

6. Se obtiene el sulfato de plomo, descomponiendo el alumbre por el acetato de plomo, ó bien tratando el metal por el ácido sulfúrico. El sulfato de plomo es poco soluble en agua, pero capaz de descomponerse parcialmente en ella, formando algo de sulfato ácido soluble; es indescomponible á una temperatura elevada.

Puede obtenerse el nitrato plúmbico, haciendo reaccionar un exceso de ácido nítrico sobre el litargirio ó carbonato de plomo: sirve para preparar el ácido hiponítrico.

El carbonato de plomo, cerusa ó albayalde, puede prepararse por doble descomposicion, como la generalidad de las sales, vertiendo una disolucion de carbonato de sosa sobre otra de acetato de plomo: industrialmente, se obtiene este cuerpo, exponiendo láminas de plomo, bajo la influencia de una temperatura de 35 á 40°, á la accion simultánea del aire, del ácido carbónico y del vapor de vinagre, ó bien disolviendo el litargirio en el ácido acético, para obtener un acetato tribásico, y sometiendo la sal resultante, préviamente disuelta, á una corriente de ácido carbónico.

Se obtiene el cromato de plomo, mezclando dos disoluciones, una de acetato neutro de plomo, y otra de cromato potá-

sico neutro: este compuesto es pulverulento y de un hermoso color amarillo.

Las aleaciones más importantes de plomo, son: la de plomo y antimonio (caracteres de imprenta), constituida por 80 de plomo y 20 de antimonio: la soldadura de plomeros, formada por 66 de plomo y 34 de estaño; y en fin, las planchas para grabar música, formadas por 75 de plomo y 25 de antimonio.

Caracteres distintivos de las sales de plomo. Las sales de plomo se conocen fácilmente al soplete por los glóbulos metálicos que se originan sobre el carbon. Por vía húmeda, se caracterizan las sales plúmbicas, por el precipitado blanco, insoluble en ácido nítrico, que ocasiona en ellas el ácido sulfúrico, y en fin, por la coloración negra que en las mismas ocasiona el hidrógeno sulfurado.

Se elaboran los perdigones, vertiendo el plomo fundido, aleado á un poco de arsénico, á través de una criba ó receptáculo agujereado, colocada á una grande altura respecto del depósito de agua que ha de recibir la municion de plomo.

7. Se obtiene el bismuto, eliminando el mineral nativo de la ganga y fundiéndole: para purificarle, hay que volver á fundirle de nuevo con $\frac{1}{10}$ de su peso de nitro. El bismuto es un metal de color blanco algo rojizo; cristaliza en tolbas que deriban del cubo: sus cristales son magníficos, sobre todo, por el efecto de irisación que ofrecen: la densidad del bismuto es = 9,8, y se funde á 264°.

Se obtiene el protóxido de bismuto, calcinando el nitrato, ó bien hirviendo en una disolución de potasa el óxido hidratado producido, descomponiendo una sal soluble de bismuto con un exceso de amoniaco.

Resulta el ácido bismútico, sometiendo á una corriente de cloro una disolución concentrada de potasa que tenga en suspensión el protóxido.

Pueden prepararse el sulfuro y cloruro bismúticos directamente, es decir, fundiendo el metal con el azufre, respecto del primer caso; y disolviendo el metal en agua régia, en el segundo.

Para preparar el nitrato de bismuto, puede seguirse igual camino; esto es, poner en contacto el metal con el ácido nítri-

co; concentrada la disolucion, se obtienen gruesos cristales incoloros y delicuescentes.

Vertido en agua destilada este nitrato, se fracciona, constituyendo un precipitado blanco, que es el subnitrato de bismuto, sal actualmente muy usada como tónica y antiespasmódica, tambien se emplea como cosmético.

El bismuto se une al estaño y plomo, constituyendo una aleacion fusible á 91°; consta de bismuto = 5, estaño = 2, y plomo = 3.

222

Mr.

con frecuencia la influencia, en obtener cristales
 incoloros y delicados.
 Se debe en caso de haber sido el ácido, con-
 tingiendo en precipitado blanco, que el residuo de la
 parte, en el momento de ser usada como base y sulfato.
 Para obtener un color rojo, se debe usar un
 ácido, también se puede usar como sustancia
 para la preparación de un color rojo, con el uso de un
 ácido a saber: HCl, con el uso de la fórmula:



LECCION DECIMA.

MERCURIO; su obtencion, propiedades y usos.—Estudio del óxido mercurioso y mercúrico, y de sus principales propiedades.—Obtencion, caracteres y aplicaciones más importantes de las sales haloideas y oxisales de mercurio.—AMALGAMAS más importantes; su obtencion y propiedades.—Caracteres de las sales de mercurio.—PLATA; su extraccion y caracteres.—Óxidos y sulfuros argénticos; su método de obtencion y caracteres.—Estudio de las principales sales haloideas y anfideas de plata; su obtencion y propiedades.—Estudio de las principales reacciones quimicas que tienen lugar en la análisis y metalurgia de los minerales y sales de plata.—ORO; su obtencion y propiedades.—Obtencion de los óxidos, sulfuros y cloruros de oro; sus propiedades más importantes.—Caracteres distintivos de las sales de oro.—Estudio de la fotografia bajo el punto de vista quimico.—PLATINO; su extraccion, propiedades y aplicaciones más útiles.—Óxidos y sulfuros de platino; su obtencion y caracteres más notables.—Cloruro de platino; su método de obtencion y caracteres.—Obtencion del negro ó esponja de platino; sus propiedades cataliticas.—Aleacion del hierro y cobre con el platino.—Caracteres de las sales de platino.—Resúmen.

Mercurio (Hg = 100).

Este metal es conocido desde la más remota antigüedad: los alquimistas le consideraban como *plata en el estado imperfecto*: en fin, para ellos el mercurio era el principio de todos los metales y de los cuerpos sólidos y fijos.

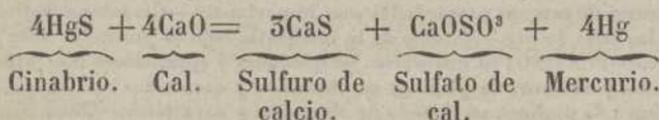
Dos son las principales minas de mercurio que existen en Europa; en primer lugar, la nuestra de Almaden, que por sí sola suministra cerca de un millon y medio de kilogramos todos los años, es decir, los $\frac{11}{15}$ de la produccion total; la segunda mina es la de Idria en Illyria, que suministra 175,000 kilogramos: en ambas localidades existe principalmente el mercurio en el estado de sulfuro (cinabrio), si bien se halla, aunque en corta cantidad, bajo el estado nativo.

En cuanto al tratamiento metalúrgico del mercurio, consiste esencialmente, lo mismo en Almaden que en Idria, en calcinar el mineral bajo la influencia de una corriente de aire; el azufre se oxida y es transformado en ácido sulfuroso, mien-

tras que el mercurio se separa bajo la forma metálica. La disposición del horno es tal, que la mayor parte del mercurio puede depositarse en cámaras de condensación, el gas sulfuroso se volatiliza en el aire, y en fin, la ganga queda en el horno.

En algunos puntos donde el mineral se explota en pequeño, como sucede en el reino de Baviera (ducado de dos Puentes), no tuestan el mineral, cuya ganga es generalmente calcárea, sino que le destilan en retortas; en este caso el azufre del cinabrio se combina con los elementos de la cal (calcio y oxígeno), produciendo sulfuro y sulfato de cal, mientras que el mercurio puesto en libertad, destila.

Podemos formar una idea de estos fenómenos, mediante la ecuación siguiente:



Obtenido el mercurio por cualquiera de estos medios, es sometido á una filtración á través de lienzo; después se le embotella en frascos de hierro forjado, bajo cuya forma circula en el comercio.

No basta la destilación, para purificar el mercurio impuro, en razón á que son arrastradas con su vapor cierta porción de las sustancias estrañas que le acompañan; por cuyo motivo es preciso purificarle en nuestros laboratorios por medios más eficaces, antes de servirnos de él en las diversas operaciones químicas á que se presta: cuando el metal solo contiene óxido mercuríco, puede purificarse dejándole durante algunos dias en contacto con ácido sulfúrico concentrado, y agitando la masa con frecuencia. Si contiene metales estraños como plomo, zinc, etc.; puede usarse con gran ventaja para el mismo fin, el ácido nítrico ordinario, diluido en dos veces su volumen de agua, y calentado el todo á unos 50 ó 60°: la acción del ácido debe durar por lo menos 24 horas, siendo condición precisa además agitar la masa.

Aquí sucede que una parte del mercurio se transforma en

nitrate mercurioso, cuya sal reacciona, á favor del exceso de ácido, sobre los metales estraños, formando nitratos solubles, que son eliminados por repetidas lociones: hecho esto, se seca el mercurio con papel de filtro, y por último, se coloca en frascos perfectamente secos y bien cerrados.

Puede purificarse, por último, el mercurio, tratándole por una disolucion de cloruro mercurico, cuya accion sobre los metales estraños mencionados, viene á ser análoga, ó está basada en principios químicos semejantes á los que hacen utilizable el empleo del ácido nítrico.

El mercurio se presenta bajo la forma de un metal liquido á la temperatura ordinaria, y de un color blanco de plata con un brillo extraordinario; se solidifica á -40° , adquiriendo bajo este estado condiciones que le aproximan al estaño y al plomo, particularmente por la tenacidad, ductilidad, y maleabilidad que bajo semejante estado ofrece. A 0° su densidad es = 13,596: hierve á 350° del termómetro de aire, siendo la densidad de su vapor = 6,976: la fuerza elástica de su vapor es muy débil, supuesto que á 100° apenas llega á 0,74 milímetros; á $+0^{\circ}$ apenas es sensible (0,02 milímetros.)

El mercurio, expuesto al aire en un punto tranquilo y durante el invierno, no se altera de una manera apreciable; más no sucede lo mismo cuando se le agita, sobre todo durante el estío, en cuyo caso adquiere un aspecto mate debido á un principio de oxigenacion que cubre la superficie; hecho que se observa en la cuba de mercurio de nuestros laboratorios. Cuando el mercurio adhiere á la superficie de un vaso de vidrio ó una cápsula de porcelana, ó bien proyectado sobre un plano horizontal, no se divide en glóbulos perfectamente esféricos, puede asegurarse que es impuro; en este último caso se expresa el hecho, diciendo que forma cola.

La facil oxidacion del mercurio, bajo la influencia de una temperatura elevada, es causa algunas veces de error en el uso de los barómetros para cuya construccion se emplea el mercurio, como es sabido, perfectamente puro y privado de todo contacto con el aire, á cuyo fin, es preciso hervirle por pequeñas porciones en el mismo tubo barométrico; pues bien, en este caso suele suceder que se forma un póco de óxido, el cual comunica al mercurio la propiedad de mojar el vidrio, co-

mo vulgarmente se dice, dejando por lo tanto de ofrecer su superficie un menisco convexo.

Todos los metalóides de los dos primeros grupos se combinan directamente con el mercurio; así que no puede ponerse el cloro en contacto del metal, como sucede con otros gases.

Los ácidos sulfúrico y nítrico atacan al mercurio, oxidándole á espensas de parte de su oxígeno; el primero solo en caliente y el segundo en frío. El ácido clorhídrico hirviendo no le ataca sensiblemente; pero al estado gaseoso y mezclado con aire, actúa sobre él con cierta energía, produciéndose agua y cloruro de mercurio.

El mercurio sirve como disolvente de la plata y del oro (amalgama) en la metalurgia de estos cuerpos, según veremos más adelante. Se emplea también, entre otros usos, para el azogado de los espejos: finalmente, nosotros le empleamos en nuestros laboratorios con suma frecuencia y para diversos objetos.

Accion del mercurio en la economia animal. No produce accion alguna tomado en el estado liquido, aun en cantidades excesivas á no ser que permanezca mucho tiempo en la economia, en este último caso puede ser absorbido y ocasionar algunos accidentes. En el estado de vapor, el mercurio ocasiona; salivamientos, (phtialismo) hinchazon en las encias, enflaquecimiento y sobre todo la parálisis incompleta de los miembros con el temblor mercurial. Todos los obreros que inspiran estos vapores están sujetos á dichos accidentes que pueden también ocasionarles la muerte por consuncion. Diluido el mercurio en diversas sustancias, tales como la grasa, aceites, manteca, etc. produce en el dermis desnudo ó en las heridas una fluxion inflamatoria débil, aunque muy marcada.

El mercurio se combina con el oxígeno formando dos óxidos, á saber; el *protóxido* ú *óxido mercurioso*, y el *bióxido* ú *óxido mercúrico*.

Oxido mercurioso, protóxido de mercurio ($Hg^2O = 208,00$). Se obtiene poniendo un exceso de ácido nítrico diluido en contacto con el mercurio, y vertiendo despues sobre dicha sal una disolucion de potasa. Se presenta bajo la forma de una sustancia oscura y pulverulenta: es muy poco estable, transformándose con rapidez en óxido mercúrico, con eliminacion

de mercurio metálico; por manera que en rigor puede decirse que solo existe de una manera transitoria.

Segun las análisis de sus compuestos salinos, este óxido consta, en 100 partes, de:

96,16 = mercurio
3,84 = oxígeno
<hr style="width: 100px; margin: 0 auto;"/>
100,00

Oxido mercúrico, bióxido de mercurio ($\text{HgO} = 103$). Si en vez de disolver en frio el mercurio en el ácido nítrico débil, se trata el metal por el ácido concentrado y caliente, resulta el *nitrato mercúrico*, que disuelto y puesto en contacto con la potasa ó sosa cáusticas, abandona el óxido mercúrico hidratado bajo la forma de un polvo amarillo de canario.

El óxido mercúrico ordinario y anhidro, conocido vulgarmente con el nombre de *precipitado rojo*, se obtiene descomponiendo por el calor el nitrato mercúrico; puede prepararse igualmente hirviendo por mucho tiempo el mercurio en presencia del aire: los alquimistas denominaban á este cuerpo, *precipitado per sé*, en razon sin duda, de la manera como se producía.

Aun cuando el óxido mercúrico posee siempre la misma composicion, cambia su aspecto segun la manera de obtenerle; así que el precipitado *per se* es violáceo, rojo anaranjado ó de color de ladrillo, el obtenido por la calcinacion del nitrato, y por último, de color amarillo de canario cuando es obtenido por vía húmeda.

El óxido mercúrico se descompone en sus elementos, próximamente á la temperatura de 400° , por manera que, entre el punto de oxidacion del metal y el de su reduccion apenas media una diferencia de 50° .

El óxido mercúrico obtenido por vía seca ó húmeda, se disuelve entre 20 y 30,000 veces su peso de agua, su disolucion es neutra en presencia del tornasol, pero puesto en contacto del agua salada, desenvuelve una reaccion alcalina intensa.

Expuesto á la luz directa, no se altera sensiblemente segun esperimentos dignos de consideracion; pero por el contrario,

se ennegrece cuando se le encierra herméticamente en un tubo de vidrio y se le suspende bajo semejante estado en una disolución de sulfato de cobre amoniacal; lo cual induce á creer que la luz azul reduce dicho óxido (Hunt).

El óxido mercúrico se emplea para evitar la putrefacción en ciertos líquidos de naturaleza vegetal. Segun es sabido, abandonada á si misma una planta cualquiera, termina por sufrir la putrefacción; pues bien, colocado el infuso durante algun tiempo con óxido mercúrico pierde dicha propiedad y permanece inalterable; propiedad de que se saca partido para evitar el enmohecimiento de la tinta ordinaria.

El óxido mercúrico contiene en 100 partes :

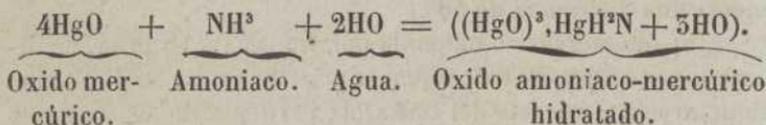
92,60 = mercurio.

7,40 = oxígeno.

100,00

El óxido mercúrico hidratado (amarillo) se combina fácilmente con el amoniaco, mientras que el precipitado rojo ú óxido mercúrico lo efectúa con suma lentitud: este compuesto es notable por su enérgico poder básico, y se obtiene tratando el óxido mercúrico hidratado por un grande exceso de amoniaco; lavando el producto rápidamente, desecándole en la oscuridad, y en fin, colocándole debajo de una campana que contenga fragmentos de cal viva (Millon). El *óxido amonio-mercúrico* es una base enérgica; forma sales bien caracterizadas, absorbe con avidéz el ácido carbónico y elimina al amoniaco de las sales amoniacales.

La siguiente fórmula puede darnos una idea de la manera como se forma dicho óxido:



En vista de esta fórmula, podemos considerar al óxido amonio-mercúrico como una combinacion de óxido mercúrico y

amoníaco, en la que la tercera parte de hidrógeno ha sido reemplazada por el mercurio metálico.

Accion del óxido mercuríco en la economia animal. El óxido de mercurio es venenoso, ya se tome interiormente, ya se le de exteriormente, pues en este último caso es absorbido.

Accion, empleo terapéutico y dosis de administracion. Es uno de los medicamentos externos más poderosos y útiles. Es escarótico en el estado pulverulento; ordinariamente se le incorpora á la grasa, ó cerato, ó bien se le mezcla con el azúcar cuando debe permanecer en contacto con los tegidos, sin excitar una reaccion demasiado intensa. Entra en la composicion de casi todas las pomadas antidartrosas y antioftálmicas.

Sulfuros de mercurio. Existen dos sulfuros de mercurio correspondientes á los óxidos estudiados, á saber: el sulfuro mercurioso ($\text{Hg}^2\text{S} = 216,00$), y el sulfuro mercuríco ($\text{HgS} = 116,00$).

El protosulfuro es más estable que el protóxido. Se obtiene haciendo pasar una corriente de hidrógeno sulfurado á través de una sal mercuriosa, en cuyo caso se forma un precipitado negro de protosulfuro de mercurio, análogo en su composicion al protóxido. Esta sustancia es muy alterable por la luz, el calor, y hasta por la simple presion.

Del mismo modo se obtiene el bisulfuro, esto es, descomponiendo por el hidrógeno sulfurado una sal á base de bióxido de mercurio. Es negro, amorfo y mucho más estable.

Calentado en sublimatorias, se volatiliza y condensa en las partes frias, bajo la forma de cristales rojizos: bajo este estado recibe el nombre de cinabrio, y tiene una composicion semejante al de la naturaleza.

El sulfuro mercuríco es, por lo tanto, unas veces negro y otras rojo cristalino: bajo esta forma es como se emplea más comunmente. La densidad del cinabrio natural es = 8,4: la del artificial solo llega hasta 7,65.

El bermellon es una variedad de cinabrio que aun no ha podido ser obtenido en Europa con la belleza del que preparan los chinos, el cual ofrece, entre otras ventajas respecto del primero, la resistencia á la accion prolongada de la luz: se prepara el bermellon por via húmeda, á cuyo fin se tritura durante muchas horas una mezcla de 500 partes de mercurio

Está, pues, compuesto el cloruro mercurioso de dos equivalentes de mercurio y uno de cloro.

Cristalizado por sublimacion, se presenta bajo la forma de prismas de base cuadrada, terminados en un apuntamiento octaédrico y pertenecientes al segundo sistema cristalino; es blanco, pero la luz le ennegrece descomponiéndole en cloro y mercurio, si bien dicho efecto se limita á la superficie. Es insoluble en el agua, alcohol y eter, pero muy soluble en el agua saturada de cloro; es fácilmente atacable por el ácido nítrico y clorhídrico; este último le hace pasar completamente al estado de cloruro mercúrico.

Es digna de observarse la accion que los cloruros alcalinos ejercen en presencia de los calomelanos: puesta en contacto por algun tiempo cierta cantidad de protocloruro de mercurio con una disolucion de sal amoniaco, cloruro de potasio ó de sódio, se forma sublimado corrosivo, quedando al mismo tiempo un depósito de mercurio metálico. Mialhe y Selmi han observado que la transformacion de los calomelanos en sublimado corrosivo por la accion de los cloruros alcalinos puede tener lugar á la temperatura de 38 á 40° (temperatura del cuerpo humano), siempre que se haga intervenir sustancias orgánicas. Este hecho es grave, y debe tomarse en gran consideracion por los médicos, quienes no deben jamás administrar los cloruros alcalinos asociados á los calomelanos, asi como tampoco deben olvidar que es expuestisimo ingerir dicho remedio, poco tiempo antes de comer ó inmediatamente despues de haber tomado alimentos salados.

El cloruro mercurioso se ennegrece desde el instante que se le pone en contacto con el amoniaco líquido, transformándose en una sustancia que puede ser considerada como una combinacion de amiduro de mercurio y de calomelanos = Hg^2Cl , HgH^2N .

Cuando los calomelanos han sido mal lavados, contienen un poco de sublimado corrosivo, lo cual se observa dejándolos en digestion con el alcohol; advirtiendole que dicha digestion debe ser en frio, pues no hay que olvidar que el alcohol, sobre todo el acuoso, transforma ligeramente el cloruro mercurioso en mercúrico bajo la influencia de 40 á 50°: evaporado el líquido, se tratará por el amoniaco, el cual producirá un en-

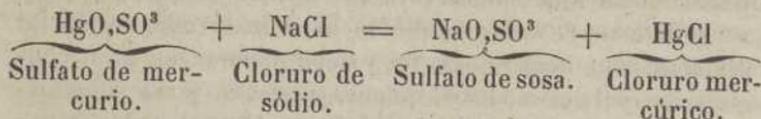
turbamiento más ó menos notable segun la cantidad de sublimado corrosivo existente: en fin, los calomelanos suelen contener algunas veces subnitrate de mercurio, fraude que se reconoce fácilmente calentando en un tubo de ensayo cierta cantidad de dicho producto. El cloruro mercurioso consta, en 100 partes, de:

$$84,94 = \text{mercurio.}$$

$$15,06 = \text{cloro.}$$

$$100,00$$

Cloruro mercúrico ($\text{HgCl} = 135,45$). Se prepara el cloruro mercúrico, destilando una mezcla de partes iguales de sulfato mercúrico y cloruro sódico, más cierta cantidad de sobreóxido de manganeso, que no debe ser menor de $\frac{1}{10}$ de la masa total. Bajo la influencia del calor y en virtud de las leyes de Bertollet, ambas sales cambian sus principios, formándose cloruro mercúrico, que se sublima, y sulfato sódico, que queda fijo.



Segun es fácil comprender, el sulfato mercúrico forma un poco de sulfato mercurioso, que origina algo de protocloruro; por eso se añade á la mezcla cierta cantidad de sobreóxido de manganeso, á fin de que pueda pasar á bióxido el protóxido formado á espensas del oxígeno desprendido por aquel.

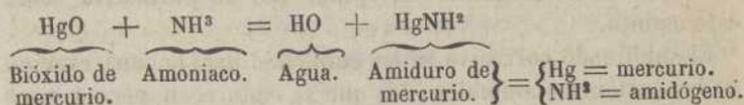
Obtenido por sublimacion el bicloruro de mercurio, se presenta bajo la forma de octaedros rectangulares incoloros; tiene una densidad = 6,5; su sabor es estíptico muy desagradable; es muy soluble en éter y alcohol; cristaliza en este último liquido, en prismas derechos de base romboidal. El agua á 40° disuelve $\frac{1}{15}$ de su peso (6,57 por 100); y á 100° disuelve más de la mitad $\frac{54}{100}$: funde á 265° , y hierve á 295° la densidad de su vapor es = 9,42.

Accion terapéutica y empleo médico del cloruro mercúrico.
Puesto en contacto con las membranas mucosas determina

una fusión inflamatoria bastante intensa. No ejerce acción sensible en la piel revestida por el epidermis; pero si el dermis está desnudo ó si se aplica en las heridas supurantes ó en las úlceras, produce un escozor muy vivo, atrayendo á este punto una fusión poco violenta.

Se emplea en los mismos casos que el óxido mercúrico.

Tratada una disolución de bicloruro de mercurio, por la potasa ó sosa, se forma un precipitado amarillo de bióxido de mercurio. Si los álcalis no están en exceso, el precipitado es de oxicluro; si en vez de los álcalis fijos se emplea el amoniaco, resulta un precipitado blanco correspondiente á la reacción que tiene lugar entre el amoniaco y el óxido de mercurio formado en un principio. La composición de esta sustancia blanca, es representada por la fórmula $((\text{HgCl})^2, \text{HgNH}^2)$, y puede considerarse como una combinación de bicloruro y *amiduro mercúrico*: estudiando la reacción que determina el origen de este cuerpo, se comprenderá fácilmente la significación de la palabra amiduro: en efecto, supongamos que el amoniaco actúa sobre el bicloruro de mercurio á la manera que los álcalis fijos (potasa ó sosa); admitamos además, que un equivalente de óxido mercúrico reacciona, en el *estado naciente*, sobre un equivalente de amoniaco; sucederá que el óxido de mercurio será reducido por una porción de hidrógeno del amoniaco, formándose agua, y el metal se combinará con el amoniaco reemplazando la tercera parte de su hidrógeno; ó mejor dicho, una molécula de mercurio sustituirá á otra de hidrógeno. Los compuestos resultantes de reacciones análogas se denominan amiduros, porque se ha convenido en llamar *amidógeno* al amoniaco privado de un equivalente de su hidrógeno. Generalmente se puede representar por dos fórmulas la reacción que da origen al amiduro de mercurio, admitiendo la existencia de un cuerpo hipotético llamado amidógeno de esta manera.



Suponiendo ahora que una molécula de este amiduro se

combina con tres de cloruro mercúrico, se obtendrá el producto blanco al cual da origen el amoniaco actuando sobre un grande exceso de cloruro mercúrico.

Se utiliza la sensibilidad de esta reaccion para descubrir el menor indicio de amoniaco libre en el agua.

El sublimado corrosivo puede igualmente servir de reactivo para descubrir pequeñas cantidades de albúmina en los líquidos animales, con cuya sustancia forma dicho cuerpo un precipitado blanco insoluble: esta propiedad dá á la albúmina el carácter de excelente antidoto contra los envenamientos por el sublimado corrosivo.

Pero ya que sabemos el remedio, creemos oportuno indicar las circunstancias en donde puede formarse el veneno, sin que sea fácil ni aun sospechar siquiera su existencia. En efecto, agitando óxido amarillo de mercurio con una disolucion de sal amoniaco, se forma cloruro mercúrico, como puede comprobarse por la opalinidad que el líquido adquiere en presencia del amoniaco. Mialhe; á quien son debidas la mayor parte de estas útilísimas observaciones, ha visto que abandonado el mercurio en contacto con la sal amoniaco, se produce, igualmente sublimado corrosivo.

En vista de estos hechos, hay motivo para preguntar si la accion terapéutica del mercurio, en el estado metálico, no dependerá de la corta cantidad de sublimado corrosivo que pueda formarse por la accion que los cloruros de la economía ejerzan sobre dicho metal: es raro que las exhalaciones del mercurio sean más peligrosas sobre el mar que en el interior de los continentes. Para combatir ciertas enfermedades, tienen costumbre en Holanda, de beber agua hervida con mercurio: ¿los efectos de este singular remedio no dependerán tal vez de la accion que los cloruros del agua natural hayan ejercido sobre el mercurio? Nosotros, enlazando los hechos estudiados en el cloruro mercurioso con los que consignamos aquí, no dudamos un momento en opinar por la afirmativa sobre este asunto.

El sublimado corrosivo se ha empleado para la conservacion de las sustancias animales, las que se endurecen poco á poco en presencia de él, sin duda por la combinacion sólida que la albúmina de las mismas contrae con dicha sal mercúrica: es-

tas aplicaciones han perdido toda su importancia desde los descubrimientos de Boucheire y de Gannal, el primero, aplicando á la conservacion de la madera inyecciones verificadas con disoluciones salinas inofensivas; y el segundo, siguiendo, con corta diferencia, el mismo procedimiento en la conservacion de las sustancias animales y embalsamamientos.

Los muebles de madera que hayan sido mojados previamente con una disolucion alcohólica de sublimado corrosivo, nunca albergan chinches.

El cloruro mercúrico consta, en 100 partes, de:

$$\begin{array}{r} 75,90 = \text{mercurio.} \\ 26,10 = \text{cloro.} \\ \hline 100,00 \end{array}$$

El iodo se combina con el mercurio en las mismas proporciones que el cloro; esto es, constituyendo un ioduro mercúrico (Hg^2I) y otro mercúrico (HgI).

Ioduro mercurioso, protoioduro de mercurio ($\text{Hg}^2\text{I}=526,00$). Se obtiene vertiendo en una disolucion mercuriosa soluble, la cantidad equivalente de ioduro de potasio: esta sal se presenta, en semejante caso, bajo la forma de un precipitado verde sucio casi nunca puro, supuesto que con frecuencia contiene ioduro mercúrico y metal libre. El mejor modo de obtener esta sal pura y de composicion constante, es triturando juntamente y en alcohol 100 partes de mercurio y 62 de iodo, hasta que el metal haya desaparecido por completo; llegado este caso, se reúne el polvo verde amarillento producido, se seca y guarda en la oscuridad.

Calentado bruscamente este cuerpo, se volatiliza sin descomponerse, mientras que calentado lentamente abandona la mitad de su metal, transformándose en ioduro mercúrico. Se usa con bastante frecuencia en medicina.

Consta, en 100 partes, de:

$$\begin{array}{r} 61,55 = \text{mercurio.} \\ 38,65 = \text{iodo.} \\ \hline 100,00 \end{array}$$

Ioduro mercúrico, deutoioduro de mercurio ($\text{HgI}=226,00$).

Puede obtenerse igualmente este cuerpo por doble descomposicion, entre una sal mercúrica y un ioduro soluble: el obtenido por precipitacion es amorfo y de un color rojo hermoso.

Se puede obtener cristalizado, disolviéndole con intermedio del calor, en una disolucion de ioduro de potasio ó cloruro de sódio, y dejando enfriar el líquido.

Puede igualmente prepararse el ioduro mercúrico por trituracion: de esta manera ofrece más estabilidad á la accion fotogénica, que el preparado por doble descomposicion: Hunt dice haberlo tenido á la luz difusa, durante diez años, sin que haya sido modificada su coloracion; en cambio, ha obtenido que cerrado herméticamente dicho compuesto dentro de un tubo de vidrio y sometido á los rayos simples, tan solo fué alterado por los azules y rojos: por último, resulta el ioduro mercúrico en magnificas láminas prismáticas de color rojo escarlata, sublimando equivalentes iguales de ioduro potásico y cloruro mercúrico intimamente mezclados.

El ioduro mercúrico ofrece un estado muy notable de isomeria, en efecto, recién obtenido por sublimacion, y dejado enfriar lentamente, ofrece una coloracion amarillenta y ligeramente rojiza; cambiando rápidamente en el color rojo escarlata magnífico que le caracteriza mediante una ligera vibracion en toda la masa, ó bien en virtud de un choque brusco sobre la misma.

Se ha creído durante mucho tiempo que el ioduro mercúrico no se podia emplear como materia colorante, pero en Inglaterra se ha llegado á fijar sobre el algodón de una manera muy durable. En Alemania se usa en la pintura sobre papel y lienzo; su matiz se presta perfectamente á la formacion de la escarlata, lo que no se verifica con el cinabrio ni el minio.

Los ioduros de mercurio, como los demás compuestos de este metal, son usados en medicina, principalmente para combatir las enfermedades sifilíticas y escrofulosas. En Inglaterra se usa para la coloracion de los lacres.

Consta, en 100 partes, de:

44,24 = mercurio.

55,76 = iodo.

100,00

Empleo terapéutico del ioduro de mercurio. Este cuerpo se ha empleado con éxito en los casos de sífilis tuberculosa, papulosa y puctulosa, y en otros todavía más graves por estar complicados con úlceras en el dermis y alteracion en los huesos. Casi siempre se han obtenido resultados muy prontos; así que, al cabo de seis á diez dias se han visto tubérculos muy voluminosos y esparcidos en gran número en la superficie del cuerpo, los cuales se han marchitado, resolviéndose en muy poco tiempo. Estos efectos generales casi siempre han sido producidos por dosis reducidas, de quince á veinte gramos en todo el tratamiento.

Cianuro mercurico (HgCy). El procedimiento más cómodo para obtener este compuesto, consiste en tratar el óxido mercurico por el ácido hidrocianico. Al efecto, se destila á sequedad una mezcla de 15 partes de ferrocianuro potásico, 15 de ácido sulfúrico, y 100 de agua; el producto de la destilacion debe ser recojido en un recipiente que contenga 90 partes de agua; en seguida se deja aparte una cantidad del liquido destilado, y se satura el resto con 16 partes de óxido mercurico: finalmente, como es muy posible que se origine un poco de oxicianuro mercurico (HgO, HgCy), se añade á la masa liquida la porcion cianhidrica puesta aparte, y en fin, se evapora el todo para obtener cristales.

Este compuesto se presenta bajo la forma de prismas incoloros, mucho más solubles en agua caliente que en fria, y muy poco en alcohol: es descomponible por la accion del calor, en mercurio, cianógeno y paracianógeno: por último, resiste á la accion de los álcalis; pero en cambio, es descompuesto por el ácido sulfúrico concentrado, y por los ácidos clorhidrico, iodhídrico y sulfídrico.

El cianuro mercurico tiene una gran tendencia á formar compuestos dobles con las combinaciones halógenas de los álcalis y de los metales correspondientes al grupo del magnesio: puede demostrarse dicha tendencia, mezclando dos disoluciones saturadas de cianuro mercurico y ioduro de potasio, con lo que se obtiene al punto un precipitado en forma de escamas argentinas.

El cianuro mercurico es muy venenoso, y consta, en 100 partes, de:

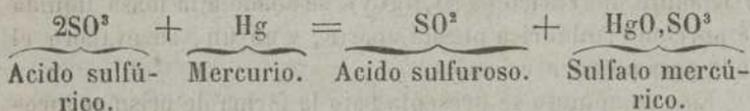
79,57 = mercurio

20,65 = cianógeno.

 100,00

Oxisales de sulfuro. Aun cuando es muy numeroso este género de compuestos, nosotros nos limitaremos á estudiar en este lugar el sulfato mercúrico, que sirve, segun hemos visto, para la preparacion de los calomelanos; diciendo igualmente algunas palabras respecto de los nitratos, utilizables tambien para la preparacion del óxido mercúrico.

Sulfato mercúrico ($\text{HgO}, \text{SO}^3 = 148$). Se prepara esta sal, calentando cierta cantidad de mercurio con un exceso de ácido sulfúrico concentrado, condicion indispensable para evitar que se forme sulfato mercurioso, como sucederia empleando corta porcion del ácido en cuestion: la reaccion que en este caso tiene lugar es muy sencilla: el mercurio se oxida á espensas del oxígeno del ácido; este se une con el óxido resultante constituyendo un sulfato, y por último, se desprende gran cantidad de ácido sulfuroso.



Esta sal tiene el aspecto de un polvo cristalino blanco, que algunas veces se presenta en agujas prismáticas; puesto en contacto con un exceso de agua se descompone, produciendo una sal básica ($\text{HgO})^2, \text{SO}^3$ conocida antiguamente con el nombre de *turbit mineral*.

El sulfato mercúrico consta, en 100 partes, de:

75,58 = óxido mercúrico.

25,62 = ácido sulfúrico.

 100,00

Nitrato mercurioso ($\text{Hg}^2\text{O}, \text{NO}^5 + 2\text{ag} = 280,00$). Esta sal se obtiene vertiendo sobre el mercurio un exceso de ácido nítrico diluido y dejando que la accion se verifique en frio: aban-

donada la disolución á sí misma, se forman hermosos cristales incoloros derivados del prisma romboidal oblicuo: se disuelve sin descomponerse en una corta cantidad de agua; pero cuando esta se halla en exceso, la sal se desdobra en nitrato ácido y básico. Vertiendo ácido nítrico diluido sobre un grande exceso de mercurio, y abandonando la acción en frío durante algun tiempo, se ven aparecer sobre el metal gruesos cristales incoloros de nitrato básico $((\text{Hg}^2\text{O})^3, 2\text{NO}^5 + 5\text{ag})$. Puede reconocerse fácilmente si una sal de protóxido de mercurio es básica ó neutra, vertiéndola en una disolución de cloruro de sódio: si la sal es neutra, el precipitado será incoloro, porque no se ha podido formar más que calomelanos (Hg^2Cl) que es blanco: si la sal es básica, el precipitado será gris, porque al mismo tiempo que se produce precipitado blanco, queda envuelto en la parte de mercurio metálico que ha sido eliminado.

Tanto el nitrato mercurioso como el mercúrico, son descompuestos por el calor, bajo cualquier estado de combinación química que ofrezcan, dejando un residuo de óxido mercúrico anhidro.

Amalgamas más importantes. Aleación de los dentistas. Se prepara disolviendo el mercurio en ácido sulfúrico y triturando el sulfato resultante con cobre en polvo y agua calentada á 60 ó 70°: por la trituración, el cobre precipita al mercurio, produciéndose sulfato cúprico; pero el exceso del metal se combina con el mercurio y forma una amalgama, que calentada á una temperatura de 350 á 340°, se hincha y cubre de mercurio: finalmente, triturada en un mortero, con el objeto de hacerla homogénea, se ablanda y puede modelarse entre los dedos, aun después de fría; cualidad que pierde ulteriormente por la acción del tiempo, ó lo que es lo mismo, se endurece.

Después de esta, las amalgamas más importantes son, la destinada al estañado de los globos de cristal,

constituída de. $\left\{ \begin{array}{l} 5 = \text{bismuto,} \\ 4 = \text{mercurio} \end{array} \right.$

y la que sirve para el azogado de los espejos, constituída á su

vez por $\left\{ \begin{array}{l} 4 = \text{estaño} \\ 1 = \text{mercurio.} \end{array} \right.$

Caractères distintivos de las sales de mercurio. Se reconoce una sal mercurial soluble, en que vertiendo una gota de ella sobre una lámina de cobre, se produce al cabo de cierto tiempo una mancha blanca que desaparece por la acción del calor: si la sal es insoluble, no hay más que introducir un poco de ella en un tubo de ensayo y calentar gradualmente, después de haber añadido unos pedacitos de potasa cáustica. A los cortos instantes, se ven aparecer glóbulos de mercurio que se condensan en la parte fría del tubo: caracterizada la presencia del mercurio en una sal cualquiera, resta únicamente averiguar cuál es su grado de oxidación, lo cual se consigue fácilmente vertiendo algunas gotas de potasa líquida en la disolución mercurial; si el precipitado es amarillo, la sal será mercuríca, y por el contrario, mercuriosa cuando aquel sea gris oscuro.

Plata (Ag = 108,00).

La plata existe en la naturaleza en combinación con varios cuerpos, constituyendo diferentes especies mineralógicas; pero puede decirse que, en general, toda la plata que se beneficia procede de las galenas.

Los métodos de extracción de la plata más comunmente seguidos, pueden reducirse á dos, el conocido bajo el nombre de copelación, y el procedimiento designado con el de cloruración: el primero se aplica particularmente á las galenas, según dejamos dicho, y en general á todos los minerales argentíferos, que no pueden ser tratados convenientemente por vía de fusión; mientras que el método por cloruración consiste en transformar la plata de los minerales al estado de cloruro, bien sea operando en frío ó con el intermedio del calor.

Se dá el nombre de *copela* á una cápsula porosa de paredes espesas, construida con ceniza de huesos, cualidad que las permite el no ser embebidas por los metales fundidos, pero sí por los óxidos liquidados.

Para comprender ahora mejor de qué manera funciona una copela colocada en el horno especial denominado de copelación, supongamos que hay en ella un gramo de limaduras de cobre,

y que en fin, la temperatura de la mufla es la del rojo blanco intenso; pues bien, en este caso sucederá, que el metal se oxidará; pero como es infusible, quedará fijo en la copela; si en vez del cobre, repetimos el experimento con plomo, el metal comenzará por fundirse y luego se oxidará, y como el óxido de plomo es fusible también, será absorbido por la copela. Volviendo á hacer el experimento con un poco de cobre y mucho plomo, tendremos que ambos metales se fundirán y oxidarán recíprocamente, observándose, que aun cuando infusible por si mismo el óxido de cobre, se vé envuelto, digámoslo así, por la masa relativamente excesiva del óxido de plomo, que es fusible, y es arrastrado con él dentro de dicha copela; por último, copelando el plomo igualmente en exceso con cierta cantidad de plata, esta quedará libre y aislada bajo la forma de boton metálico, mientras que el óxido de plomo formado y fundido queda filtrado en la masa porosa de dicha copela. En resúmen, los ensayos por copelacion tienen por principal objeto separar los metales inoxidables ó infusibles, de los que pueden fundirse y oxidarse; los primeros quedan aislados bajo la forma de un boton, mientras que convertidos los segundos en óxidos, son absorbidos por la copela.

Segun lo expuesto anteriormente, podemos utilizar la copelacion para obtener la plata perfectamente pura, bien sea de las galenas argentíferas, ó bien de la moneda; en el primer caso, se empieza por pulverizar el mineral y fundirle con una mezcla de flujo negro, borax y una capa de sal comun que cubra el todo: y en fin, introduciéndolo en la masa varios alambres de hierro muy delgado, limpio y puro, y cuyo grandor sea igual á los de la masa contenida en el crisol: obtenido el boton de plomo metálico y lavado con agua ligeramente acidulada con ácido nítrico, y en fin, perfectamente desecado se le somete á la copelacion en la forma indicada, dando por terminada la operacion cuando continuando los vapores densos que á manera de nube se elevan de la superficie de la copela, al espacio interior comprendido entre esta y la mufla, desaparece de pronto este efecto siendo reemplazado por una fulguracion notable destacada del residuo existente en la superficie de la copela; fenómeno que es conocido con el nombre característico de relámpago.

Para obtener la plata de la moneda, se empieza por agregar á esta, por cada grano, ocho de plomo pobre (exento de plata): sujeta la mezcla sobre la copela á la accion de una elevadisima temperatura, tal como la que se obtiene en los hornos de copelacion, sucederá que formando una aleacion fusible, el plomo y el cobre se oxidarán despues, siendo absorbidos los óxidos por la copela, y en fin, quedará la plata aislada bajo la forma de un boton metálico.

En cuanto al método por cloruracion, basténos saber, que producido el cloruro argéntico, sea por el procedimiento en frio, ó bien por el calor, puede extraerse la plata de dicha sal por dos métodos, uno, que es el más generalmente usado, consiste en combinar la del cloruro con el mercurio metálico (amalgamacion), en cuyo caso basta destilar despues dicha amalgama para obtener la plata como residuo. El otro método consiste en disolver el cloruro argéntico en la sal comun y precipitar la plata por el hierro.

En Europa, la cloruracion se practica separadamente de la amalgamacion, si bien ambas se favorecen con la influencia del calor; en América, por el contrario, se procede casi siempre en frio y las operaciones son simultáneas.

El primer procedimiento, denominado tambien Sajon á causa de practicarse en grande escala en Freiberg, se distingue por los tres caractéres siguientes:

1.º La cloruracion de la plata y la amalgamacion, no se efectúan, segun dejamos dicho, en el mismo aparato.

2.º La cloruracion tiene lugar por tostacion, en presencia de la sal comun.

3.º La amalgamacion se efectúa en toneles rotatorios y bajo la influencia del hierro, quien en este caso ejerce el papel de agente reductor.

Los minerales sometidos al tratamiento Sajon, contienen todo lo más *tres milésimas de plata*, cuyo metal se halla en su mayor parte en el estado de sulfuro: contienen además, ó se les agrega: hasta 20 ó 30 por 100 de pirita cobriza, materia indispensable, sobre todo por el hierro, para esta operacion.

La calcinacion del mineral, mezclado con 10 por 100 de sal comun dura 5 ó 6 horas, y se efectúa en hornos de rever-

bero; y los principales fenómenos que por este método se realizan son los siguientes:

1.º Transformacion en sulfatos, de los sulfuros metálicos y luego descomposicion de aquellos con produccion de ácido sulfuroso y sulfúrico.

2.º Accion de este ácido sobre la sal comun, produciendo sulfato sódico y ácido hidroclicórico.

3.º Produccion, á espensas de este ácido, del cloruro argéntico y demás cloruros metálicos.

4.º Amalgamacion, en toneles, mediante un rápido movimiento de rotacion.

5.º Destilacion de la amalgama, por cuyo medio queda aislada la plata como fija, mientras que el mercurio se volatiliza.

La extraccion de la plata por el método americano ideado en 1557 por Bartolomé Medina, comprende en general las operaciones siguientes:

1.º Pulverizacion del mineral y mezcla intima de él con la sal comun.

2.º Preparacion del *magistral* (piritas cobrizas calcinadas, y además cerca de 20 por 100 de su peso de sulfato cúprico).

3.º Adicion de los $\frac{2}{3}$ del mercúrico destinado á la operacion (la cantidad de mercúrico empleada debe ser por lo menos 6 veces la de la plata que se ha de extraer).

Estendida la mezcla en un gran patio, se la somete por 15 ó 20 dias al continuo pisoteo de caballerías, removiéndola de cuando en cuando, y añadiendo según su aspecto exija, unas veces *magistral*, y otras cal ó cenizas: llegado el momento en que á juicio del operador se ha formado la amalgama seca, se introducen en la masa las $\frac{3}{4}$ del mercurio restante, y en fin, 10 dias despues se agrega la última porcion. Hecho esto, se procede á la locion; práctica que tiene por objeto separar la amalgama, la que despues de filtrada es sometida á una destilacion conveniente.

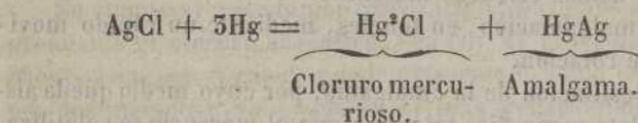
Aun cuando es bastante complicada la teoria correspondiente á este procedimiento, procuraremos sin embargo indicar la esplicacion de los hechos principales que en ella tienen lugar, á cuyo fin los reasumiremos en las reacciones siguientes:

1.º El sulfato cúprico en presencia de la sal comun, se

transforma en cloruro cúprico y sulfato sódico ($\text{CuO}, \text{SO}^3 + \text{NaCl} = \text{NaO}, \text{SO}^3 + \text{CuCl}$).

2.º El cloruro cúprico reacciona con el sulfuro argéntico, dando origen á sulfuro de cobre y cloruro argéntico ($\text{CuCl} + \text{AgS} = \text{CuS} + \text{AgCl}$).

3.º El cloruro argéntico formado, se disuelve en la sal comun y produce una sal doble fácilmente descomponible por el mercurio.



4.º Descomposicion de la amalgama de plata mediante la accion del fuego ($\text{AgHg} = \text{Ag} + \text{Hg}$).

En fin, para mayor claridad, separaremos en el siguiente cuadro, las sustancias que ejercen accion, de las que la reciben:

Materias activas. *Sustancias sobre que reaccionan.*

Cloruro cúprico. Plata nativa.

Cloruro cuproso. Id. combinada á un cuerpo halógeno (cloro, bromo, etc).

Mercurio. Id. en el estado de sulfuro múltiple.

Sal comun. Id. sulfoarseniuro, etc., etc.

Tales son los principales procedimientos, mediante los que se extraen los 2 millones, próximamente, de kilogramos de plata que todos los años recibe el comercio.

Aun cuando la plata de copela es casi siempre de excelente calidad, sin embargo, bueno es saber cómo puede obtenerse este metal químicamente puro: para ello se disuelve la plata de copela en el ácido nítrico, y luego se vierte en el liquido una disolucion de sal comun, hasta tanto que no se forma más precipitado; decantado el liquido, se recoje el cloruro y se hierve con una lejía de potasa ó sosa, con lo que se forma prontamente óxido argéntico; en fin, añadiendo azúcar al liqui-

do alcalino, é hirviendo todo, ó bien calcinando el óxido con dicho azúcar y un fundente, resulta la plata químicamente pura.

Obtenida la plata de esta manera, se presenta bajo la forma de un metal perfectamente blanco y brillante: después del oro, puede decirse que la plata es el metal más maleable y dúctil que se conoce, supuesto que puede reducirse á láminas de un espesor $= \frac{1}{500}$ de milímetro. Un gramo de plata puede producir un alambre de 2,640 metros de longitud: un alambre de plata de dos milímetros de diámetro, no cede sino bajo un peso de 90 kilogramos; su densidad es $= 10,5$, y aumenta cuando el metal está fundido, como lo demuestra el sobrenadar un pedazo de plata en un baño del mismo metal. La plata funde próximamente á $1,000^{\circ}$: á mayor temperatura esparge vapores abundantes y de un hermoso color verde, cuando han sido formados mediante la temperatura constituida por la combustión de la mezcla detonante; expuesto el metal á la oxidación, bajo la influencia de dicho soplete, forma un óxido volátil que puede condensarse sobre una placa de porcelana fría, y que ofrece el aspecto de una masa amarillenta. En el estado de fusión, la plata adquiere la singular propiedad de absorber próximamente 22 veces su volumen de oxígeno, cuyo gas abandona por enfriamiento: este fenómeno explica el por qué al solidificarse la plata, ocasiona una especie de proyección del metal, debido á que abriéndose paso el oxígeno á través de las partes centrales, rompe la costra solidificada. Cuando la plata contiene una corta cantidad de oro, pierde la propiedad de absorber el oxígeno en las condiciones dichas, y por consiguiente, no tiene lugar semejante fenómeno.

La plata es un metal inoxidable en las circunstancias ordinarias, cualidad que la hace muy útil para las transacciones sociales. Tampoco se oxida bajo la influencia de los álcalis y del calor, y de aquí el uso de este metal constituyendo ciertos aparatos, como crisoles, cápsulas, etc.: la plata absorbe rápidamente el oxígeno electrizado ú ozono, produciendo un óxido. Calentada al rojo blanco, la plata descompone el vapor de agua, y forma un óxido que disolviéndose en la porción de metal no oxidado, constituye una especie de roseta, la cual se destruye mediante el enfriamiento.

El ácido nítrico es el cuerpo que ataca más fácilmente á dicho metal: los ácidos clorhídrico, bromhídrico y iodhídrico, actúan igualmente sobre la plata, el segundo con alguna más energía que el primero, pero menos activamente que el último: en todos casos hay desprendimientos de hidrógeno. El ácido sulfúrico no reacciona sobre ella, sino cuando está concentrado é hirviendo; en cambio el hidrógeno sulfurado obra sobre dicho cuerpo con grande energía comunicando á su superficie una coloracion negra, debida al sulfuro argéntico; circunstancia que se observa con frecuencia en las vajillas y demás objetos de plata de uso doméstico.

La plata se altera sensiblemente cuando se deja en contacto con la sal comun, formándose en la superficie una película de cloruro argéntico; lo cual prueba que no es una cuestion de lujo, sino de necesidad, la práctica de dorar la parte interior de los saleros de plata. Por último, se altera igualmente el referido cuerpo, puesto en contacto con cloruro cúprico, produciéndose cloruro argéntico y oxiclорuro de cobre.

Oxidos de plata. Aun cuando este metal forma tres óxido, á saber: un subóxido (Ag^2O); un bióxido (AgO^2), y un óxido básico (AgO): solo nos ocuparemos aquí, de este último, por ser el más interesante.

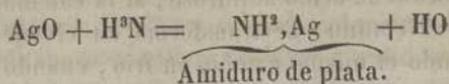
Oxido argéntico, protóxido de plata ($\text{AgO} = 116,00$). Se obtiene este cuerpo, vertiendo un exceso de potasa en una disolucion de nitrato argéntico, con lo que se forma un precipitado oscuro de *hidrato de óxido argéntico*, el cual adquiere un color verde aceituna, mediante la desecacion.

Es descomponible por el calor, y tambien, aunque más lentamente, por la accion de la luz directa; puesto en contacto durante algun tiempo con mercurio, dicho óxido abandona su oxigeno, y forma una amalgama.

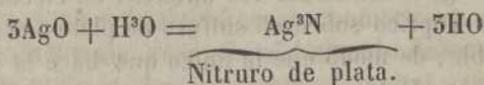
El agua disuelve proximamente $\frac{1}{3.000}$ de óxido argéntico. y la disolucion descompone los fosfatos y sales haloideas.

El óxido argéntico hidratado es soluble en el amoniaco; así que no se observa descomposicion alguna aparente cuando se vierte un exceso de amoniaco cáustico en una disolucion de una sal argéntica: haciendo digerir el óxido argéntico en amoniaco cáustico concentrado, se produce un polvo negro muy explosivo, conocido con el nombre de *plata fulminante*, el cual

es considerado por muchos químicos, como un *amiduro*, de la composición siguiente:



Otros, le consideran como nitruro, de este modo:



Esto prueba que no está aun bien conocida la composición de dicho cuerpo.

A pesar de su inestabilidad, el óxido argéntico es una base poderosa, como lo prueba el que sus combinaciones con los ácidos enérgicos no ofrezcan reacción alguna.

El óxido argéntico consta en 100 partes de:

95,10 = plata.
6,90 = oxígeno.
<hr style="width: 10%; margin-left: auto; margin-right: 0;"/> 100,00

Sulfuro argéntico ($\text{AgS} = 124$). El sulfuro argéntico natural, es de color gris oscuro, casi negro, algo brillante, y dotado de cierta maleabilidad: se presenta en la naturaleza bajo la forma de octaedros regulares ó cubos; su densidad es 7,2; infusible, lo cual permite prepararle directamente, calentando una mezcla de plata y azufre; puede obtenerse también de una manera directa, por vía húmeda, descomponiendo una sal soluble de plata por una corriente de hidrógeno sulfurado, resultando en este caso, bajo la forma de un polvo negro, amorfo, que por la fusión puede adquirir un aspecto cristalino.

Aun cuando por regla general, los sulfuros metálicos dejan de ser buenos conductores de la electricidad cuando se eleva su temperatura, sin embargo, calentado el sulfuro de plata en una lámpara de alcohol, da paso por su masa á una corriente eléctrica, del mismo modo que si fuera un metal

(Faraday). Sometido á la calcinacion, se descompone en sus dos elementos, quedando el metal y desprendiéndose el azufre bajo la forma de ácido sulfuroso; si la calcinacion se efectúa con la sal comun, se transforma en cloruro argéntico, experimentando el mismo cambio en frio, cuando se le abandona por algun tiempo en presencia del cloruro cúprico; hecho, que está en contradiccion con lo que afirman, respecto de esto, la generalidad de los autores: en efecto, la accion del cloruro cúprico sobre el sulfuro de plata, es muy lenta, pero infalible; de modo que lo único que hace la sal comun, es acelerar su efecto.

El cloruro cuproso húmedo, reduce el sulfuro argéntico con bastante celeridad, á pesar de ser insoluble, produciéndose sulfuro de cobre y plata metálica.

El sulfuro argéntico triturado con mercurio, cede su azufre á una parte de metal, quedando amalgamada la plata libre con el resto del mercurio: el sulfuro argéntico tiene gran tendencia á combinarse con los demás sulfuros, lo que explica el por qué casi todos los sulfuros naturales son más ó ménos argentíferos.

El sulfuro argéntico consta en 100 partes de:

$$\begin{array}{r} 87,10 = \text{plata.} \\ 12,90 = \text{azufre.} \\ \hline 100,00 \end{array}$$

Cloruro argéntico ($\text{AgCl} = 143,43$). Se obtiene el cloruro argéntico siempre que se trata una sal argéntica soluble con un cloruro igualmente soluble, ó el ácido hidroclórico, en cuyo caso se forma un precipitado como de leche cortada, insoluble en el agua, y en el ácido nítrico hirviendo, pero soluble en el amoniaco; se forma igualmente, siempre que un compuesto argéntico es calcinado con la sal comun; en fin, puede obtenerse cristalizado, abandonando á una evaporacion espontánea su disolucion amoniacal ó clorhídrica: en ambos casos, afecta la forma octáedrica, que es bajo la que se presenta en la naturaleza.

El cloruro argéntico se disuelve en corta cantidad en el agua salada, pero lo es mucho más todavía en hiposulfito de

sosa; cualidad que se utiliza, como veremos más adelante, en el arte fotográfico.

El cloruro argéntico es muy sensible á la accion de la luz, así que, expuesto á los rayos del sol, adquiere al punto una coloracion violeta, produciéndose igual resultado, si bien con más lentitud cuando la sal se expone á la influencia de la luz difusa: la coloracion del cloruro argéntico, en estas circunstancias, es el resultado de una descomposicion parcial, como lo demuestra el no ser soluble en el amoniaco, gran parte de la modificacion violeta, es decir, del cloruro de color violeta, en razon á la plata existente en libertad en dicho cuerpo.

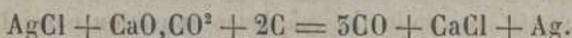
El cloruro argéntico funde próximamente á 260°, constituyendo una masa de aspecto córneo (plata córnea), que puede cortarse con un cuchillo: calentado el cloruro argéntico, á una temperatura más elevada, espárce abundantes vapores, pero no puede ser destilado. El hierro y el zinc reducen al punto y con elevacion de temperatura, el cloruro argéntico precipitado y húmedo, y tambien fundido, pero bajo la intervencion del ácido sulfúrico; el mercurio se conduce en semejante caso como el hierro y el zinc, pero con más lentitud que ellos, produciéndose una amalgama y cloruro mercurioso. En fin, tambien es reducido dicho cuerpo por el cloruro mercurioso, como se observa mezclando cierta cantidad de él, con cloruro argéntico y agua; en efecto, si á los pocos minutos se decanta el líquido, y lava el residuo con amoniaco, se vé la plata perfectamente reducida.

Hirviendo con cloruro argéntico una disolucion de potasa ó sosa, se produce óxido argéntico; pero si préviamente se ha introducido azúcar en la disolucion alcalina, se obtiene plata perfectamente pura.

Puestos en contacto los sulfuros metálicos y el cloruro argéntico, hay cambio de elementos, produciéndose sulfuro argéntico, y cloruros metálicos; lo cual explica el por qué jamás se encuentra en las formaciones de sulfuros metálicos naturales, el cloruro argéntico en contacto inmediato con la galena, la blenda y otros sulfuros; así que, casi siempre se halla la plata en la naturaleza, bien sea en el estado nativo, ó en el de sulfuro simple ó múltiple.

El cloruro argéntico es vivamente impresionado por la luz,

por cuya razon es de tanto uso en el arte fotográfico: sirve tambien para preparar la plata quimicamente pura,  cuyo fin se funde al rojo blanco, una mezcla de 100 partes de cloruro argéntico, 70 de creta, y cuatro  cinco de carbon; se desprende óxido de carbono, se forma cloruro de calcio, y queda la plata en libertad, de esta manera:



Finalmente, puede obtenerse tambien, la plata quimicamente pura: por el método de Poggendorf, que consiste en descomponer por el zinc amalgamado, es decir, por reduccion galvanoplstica, el cloruro argéntico húmedo, colocado sobre una cápsula de platino y cubierto por una mezcla constituida de una parte de ácido sulfúrico y nueve de agua.

El cloruro argntido, consta en 100 partes de:

$$\begin{array}{r} 75,18 = \text{plata.} \\ 24,72 = \text{cloro.} \\ \hline 100,00 \end{array}$$

Ioduro argéntico ($\text{AgI} = 254,00$). Se obtiene este cuerpo amorfo  cristalizado, segun el método que al efecto se siga: para el primer caso basta tratar una sal soluble de plata (nitrato) con un ioduro soluble, por ejemplo, el de potasio: para obtenerle cristalizado hay que tratar por el ácido iodhídrico la plata extremadamente dividida.

El ioduro argéntico es muy poco soluble en los disolventes del cloruro y del bromuro (sobre todo el amoniaco), pero se altera, como ellos, por la accion de la luz, transformándose de amarillo que era su color natural, en negro.

El ioduro argéntico, consta en 100 partes de:

$$\begin{array}{r} 45,98 = \text{plata.} \\ 54,02 = \text{iodo.} \\ \hline 100,00 \end{array}$$

Bromuro argéntico ($\text{AgBr} = 188,00$). Siendo este com-

puesto tan parecido al anterior por sus caractéres y modo de obtencion, nos limitaremos á decir, que solo se diferencia de aquel por su mayor solubilidad en el amoniaco, y sobre todo por la intensidad con que su color se modifica bajo el influjo de la luz directa y aun difusa; en efecto, preparado el bromuro argéntico á la luz artificial, es perfectamente blanco, más no bien le hiere un rayo de luz, toma un tinte amarillento permanente, sea cualquiera por otra parte la intensidad de luz á que ulteriormente este sujeto.

El bromuro argéntico consta, en 100 partes, de:

57,44 = plata.

42,56 = bromo.

100,00

Tanto el cloruro, como el bromuro y ioduro argénticos, existen en la naturaleza, segun dejamos dicho, y en ocasiones todos tres á la vez, constituyendo uno de los más ricos minerales de plata que se conocen.

Nitrato argéntico ($\text{AgO}, \text{NO}^5 = 170,00$). Se obtiene esta sal directamente, esto es, haciendo actuar el ácido nítrico sobre el metal: hay un vivo desprendimiento de vapores rojos (ácido hiponítrico), y evaporando la disolucion ácida se obtiene el *nitrato argéntico*, bajo la forma de láminas incoloras y romboidales. Esta sal es anhidra, funde al calor rojo; descomponible á una temperatura elevada, como todos los nitratos, dejando un residuo de plata pura: mantenido en fusion durante algun tiempo, ennegrece, constituyendo la *pedra infernal* usada en cirujía como cauterio.

Sucede con frecuencia que la *pedra infernal* contiene subnitrato de cobre, sobre todo, cuando para mayor comodidad se prepara el nitrato argéntico disolviendo las monedas en ácido nítrico, pues sabido es que el cobre forma parte integrante de dichos metales.

El medio más seguro para purificar el nitrato argéntico, es el propuesto por Gay-Lussac, fundado en la mayor facultad básica del óxido argéntico respecto del de cobre; para practicarle, se empieza por mezclar en frio $\frac{1}{6}$ de la disolucion de

sal impura, con un exceso de potasa, por cuyo medio se precipitan los dos óxidos; es decir, el de plata y el de cobre; hecho esto, se les lava cuidadosamente con agua fria, y finalmente, se las añade otros $\frac{1}{2}$ de la disolucion. Hervida la mezcla ó bien abandonada en un sitio caliente, durante algunas horas, sucede que todo el óxido de cobre disuelto, se precipita y cede su lugar á una cantidad equivalente de óxido argéntico. Filtrado y evaporado el liquido resultante, se obtiene el nitrato argéntico químicamente puro.

Puede purificarse bastante bien el nitrato argéntico cobrizo, abandonando la sal cristalina sobre un embudo, en un sitio húmedo y al abrigo de la luz: el nitrato cúprico absorbe rápidamente la humedad y se licúa, dejando depurado de él al argéntico.

El hidrógeno actúa sobre el nitrato argéntico como algunos metales, supuesto que poniendo en una campana llena de hidrógeno, cierta cantidad de nitrato argéntico disuelto, sucede que á medida que el gas es absorbido, va depositándose la plata; fenómeno idéntico enteramente al que pudiera producir en igualdad de circunstancias un metal cualquiera, como por ejemplo, el zinc.

El nitrato argéntico es fácilmente descompuesto por las sustancias orgánicas, particularmente bajo la influencia de la luz, por cuya razon mancha la piel, y sirve como tinta de marcar: la mejor manera de limpiarse las manos manchadas de nitrato de plata, es lavándolas con una disolucion de cianuro ó de ioduro potásico.

Los peluqueros y perfumistas venden, bajo el nombre de agua de Persia ó de la China, una disolucion de nitrato argéntico destinada á teñir el cabello, siendo debido el ennegrecimiento que con su uso se consigue, á la sustancia orgánica del cabello y á la influencia de la luz.

Accion del nitrato de plata en la economía animal. Ejerce en la economía animal una accion muy enérgica, habiendo dado lugar á varios envenenamientos: el mejor antidoto que puede administrarse en estos casos son los cloruros alcalinos, especialmente la sal comun disuelta en el agua; se forma cloruro de plata insoluble y que no tiene accion ninguna en la economía.

Empleo terapéutico. Interiormente se aconseja el nitrato de plata cristalizado, como purgativo en la disenteria (cámaras de sangre) aguda: se usa tambien como vermifugo. Entre todos los medicamentos empleados en el tratamiento de la epilepsia, ninguno ha producido mejores efectos que el nitrato de plata.

Empleo exterior del nitrato de plata. En contacto con la piel, perfectamente seca y revestida por el epidermis si no es al cabo de mucho tiempo no ejerce accion alguna, pero la disolucion saturada produce casi instantáneamente un vivo escozor, bastando algunos minutos para cauterizar superficialmente el córion. Se han obtenido buenos resultados administrando su disolucion en casi todas las flegmasias crónicas. Cuando se emplea este cuerpo en el estado sólido constituye la piedra infernal. Es un cáustico tanto más precioso cuanto limita sus efectos á los solos puntos que toca. Con este objeto, se pasa sobre el punto de la piel en donde quiera producirse la vexicacion, la extremidad humedecida de un cilindro de piedra infernal, hasta que se forma una mancha gris; á la hora aparece la vejiga.

El nitrato argéntico consta en 100 partes de:

68,27 = óxido argéntico.

31,75 = ácido nítrico.

100,00

Aleaciones de plata. La plata puede unirse á varios metales; pero ninguna aleacion es tan importante como la que forma con el cobre, ó lo que es lo mismo, la moneda: la adiccion de cobre, tiene por objeto dar mayor dureza á la plata y hacerla más durable; pero como no es siempre fácil obtener, por fusion directa de los dos metales, aleaciones que presenten rigurosamente la composicion legal, las leyes toleran, $\frac{3}{4.000}$ de diferencia por exceso ó por defecto; así es que se acepta una aleacion de 89,7 de plata y 10,3 de cobre; pero no pasan las que se componen de 896 de plata y 104 de cobre, ni tampoco admite la ley las que tienen más de 905 de plata; pero respecto á estas últimas, hay ventaja en refundirlas con una corta cantidad de cobre, para reducirlas á los limites legales.

Las medallas de plata presentan la ley de $\frac{950}{1.000}$, y se toleran $\frac{5}{1.000}$, lo mismo que en las monedas.

La ley de la vajilla y platería ordinaria, es también de $\frac{950}{1.000}$ pero se permiten $\frac{5}{1.000}$ de diferencia por defecto, sin fijar el límite por exceso, porque es claro que el fabricante está interesado en no traspasar el de la ley.

Los objetos de joyería y adorno han de presentar la ley de $\frac{900}{1.000}$ con un permiso de $\frac{5}{1.000}$.

La ley de moneda en España, es actualmente la misma que en Francia, esto es, $\frac{900}{1.000}$, con un permiso de $\frac{5}{1.000}$. La ley para las joyas es de 9 dineros (el *dinero* es = 24 granos), ó sean nueve partes de plata y tres de cobre; para la vajilla es de 11 dineros ú once partes de plata y una de cobre.

Para soldar la plata, se emplea una aleación de 667 partes de plata, 233 de cobre, y 100 de zinc.

Argentimetria. Bajo este nombre comprendemos un método de análisis volumétrica, ideado por Gay-Lussac, para conocer la cantidad de plata de una aleación cualquiera de dicho metal y cobre, es decir, la moneda: dicho método está fundado en la insolubilidad del cloruro argéntico, en la solubilidad del cloruro de cobre, y en fin, en el empleo de líquidos graduados.

En efecto, supongamos que se disuelve en el ácido nítrico puro un gramo de plata igualmente pura, y que se vierte en este líquido una disolución acuosa de 0^{gr.},541, de cloruro sódico (sal común): es evidente que toda la plata se precipitará al estado de cloruro, mientras que el sódio pasará al de nitrato de sosa: repitiendo ahora el experimento con la plata de moneda, permanecerá en el líquido 0^{gr.},0541 de cloruro de sódio, siempre que la plata de que hagamos uso posea la ley exacta de 900 milésimas; es decir, que sea cualquiera la ley de la aleación; no hay duda que la cantidad de cloruro sódico sobrante, será forzosamente proporcional á la cantidad de cobre existente en dicha aleación.

Supongamos ahora que se haya operado, no ya sobre un gramo de aleación, sino sobre la cantidad necesaria para decomponer 0^{gr.},541 de cloruro de sódio, dejando en la disolución una corta cantidad de plata; nada será más fácil en semejante caso, que apreciar dicho exceso mediante un líquido

graduado de cloruro sódico; para ello partiremos del principio de que cada centímetro cúbico de este líquido graduado, contiene la cantidad de sal necesaria para precipitar un miligramo de plata, de tal manera que despues de haber vertido sucesivamente cuatro centímetros cúbicos, ya el líquido transparente por la agitacion seguida de reposo, no se enturbie ya á la adicion del quinto centímetro: es claro, en vista de esto, que la cantidad de la aleacion sometida al ensayo, no contenia más de 4^{ta},004 de plata.

Hé aqui en breve resúmen consignados los principales fundamentos de este método de ensayo; en la práctica se hace uso no solamente del líquido graduado de cloruro sódico, sino tambien de otro líquido graduado de nitrato argéntico, en atencion á que puede ignorarse la ley de esta aleacion y verter un exceso de cloruro sódico; en este caso, se determina dicho exceso por el nitrato argéntico.

No obstante la ventaja indudable que este método analítico ofrece, puede decirse que no iguala en cierto modo al de la copelacion; método que permite apreciar hasta millonésimas del referido metal.

Terminaremos lo relativo al ensayo de la plata por este sistema, es decir, por copelacion, consignando en este lugar la siguiente tabla de ensayos:

TABLA DE ENSAYO

PARA DETERMINAR LA CANTIDAD DE PLATA EXISTENTE EN UN QUINTAL DE MINERAL, SIN MÁS QUE ENSAYAR UNA PEQUEÑA CANTIDAD DE ÉL (5 GRAMOS).

PESO DEL BOTON.	PRODUCTO DE UN QUINTAL.		PESO DEL BOTON.	PRODUCTO DE UN QUINTAL.		PESO DEL BOTON.	PRODUCTO DE UN QUINTAL.	
	Miligramos.	Onz. Cts. de onz.		Miligramos.	Onz. Cts. de onz.		Miligramos.	Onz. Cts. de onz.
1/2	»	16	16 1/2	5	28	52 1/2	10	40
1	»	32	17	5	44	55	10	56
1 1/2	»	48	17 1/2	5	60	55 1/2	10	72
2	»	64	18	5	76	54	10	88
2 1/2	»	80	18 1/2	5	92	54 1/2	11	4
3	»	96	19	6	8	55	11	20
3 1/2	1	12	19 1/2	6	24	55 1/2	11	56
4	1	28	20	6	40	56	11	52
4 1/2	1	44	20 1/2	6	56	56 1/2	11	68
5	1	60	21	6	72	57	11	84
5 1/2	1	76	21 1/2	6	88	57 1/2	12	»
6	1	92	22	7	4	58	12	16
6 1/2	2	8	22 1/2	7	20	58 1/2	12	52
7	2	24	23	7	56	59	12	48
7 1/2	2	40	23 1/2	7	52	59 1/2	12	64
8	2	56	24	7	68	40	12	80
8 1/2	2	76	24 1/2	7	84	40 1/2	12	95
9	2	88	25	8	»	41	15	12
9 1/2	3	4	25 1/2	8	16	41 1/2	15	28
10	3	20	26	8	52	42	15	44
10 1/2	3	56	26 1/2	8	48	42 1/2	15	60
11	3	52	27	8	64	43	15	76
11 1/2	3	68	27 1/2	8	80	43 1/2	15	92
12	3	84	28	8	96	44	14	8
12 1/2	4	»	28 1/2	9	12	44 1/2	14	24
13	4	16	29	9	28	45	14	40
13 1/2	4	52	29 1/2	9	44	45 1/2	14	56
14	4	48	30	9	60	46	14	72
14 1/2	4	64	30 1/2	9	76	46 1/2	14	88
15	4	80	31	9	92	47	15	4
15 1/2	4	96	31 1/2	10	8	47 1/2	15	20
16	5	12	52	10	24	48	15	56

PESO DEL BOTON.	PRODUCTO DE UN QUINTAL.		PESO DEL BOTON.	PRODUCTO DE UN QUINTAL.		PESO DEL BOTON.	PRODUCTO DE UN QUINTAL.	
	Miligra- mos.	Onz. Cts. de onz.		Miligra- mos.	Onz. Cts. de onz.		Miligra- mos.	Onz. Cts. de onz.
48 1/2	15	52	66	21	12	85 1/2	26	72
49	15	68	66 1/2	21	28	84	26	88
49 1/2	15	84	67	21	44	84 1/2	27	4
50	16	"	67 1/2	21	60	85	27	20
50 1/2	16	16	68	21	76	85 1/2	27	56
51	16	32	68 1/2	21	92	86	27	52
51 1/2	16	48	69	22	8	86 1/2	27	68
52	16	64	69 1/2	22	24	87	27	84
52 1/2	16	80	70	22	40	87 1/2	28	"
53	16	96	70 1/2	22	56	88	28	16
53 1/2	17	12	71	22	72	88 1/2	28	32
54	17	28	71 1/2	22	88	89	28	48
54 1/2	17	44	72	23	4	89 1/2	28	64
55	17	60	72 1/2	23	20	90	28	80
55 1/2	17	76	73	23	36	90 1/2	28	96
56	17	92	73 1/2	23	52	91	29	12
56 1/2	18	8	74	23	68	91 1/2	29	28
57	18	24	74 1/2	23	84	92	29	44
57 1/2	18	40	75	24	"	92 1/2	29	60
58	18	56	75 1/2	24	16	93	29	76
58 1/2	18	72	76	24	32	93 1/2	29	92
59	18	88	76 1/2	24	48	94	30	8
59 1/2	19	4	77	24	64	94 1/2	30	24
60	19	20	77 1/2	24	80	95	30	40
60 1/2	19	36	78	24	96	95 1/2	30	56
61	19	52	78 1/2	25	12	96	30	72
61 1/2	19	68	79	25	28	96 1/2	30	88
62	19	84	79 1/2	25	44	97	31	4
62 1/2	20	"	80	25	60	97 1/2	31	20
63	20	16	80 1/2	25	76	98	31	36
63 1/2	20	32	81	25	92	98 1/2	31	52
64	20	48	81 1/2	26	8	99	31	68
64 1/2	20	64	82	26	24	99 1/2	31	84
65	20	80	82 1/2	26	40	100	32	"
65 1/2	20	96	83	26	56			

Caractères de las sales de plata. Todas las sales de plata son alterables por la accion de la luz, y descomponibles cuando se las calcina, pero con la condicion de que el ácido sea

volátil ó destructible por la accion del calor: en este caso queda un residuo de plata metálica. Las sales insolubles de plata y fijas, adquieren una coloracion amarillenta cuando se hierven durante algun tiempo con fosfato sódico, fenómeno debido á la formacion de fosfato argéntico originado por doble descomposicion. Todas las sales solubles de plata tratadas por los cloruros en disolucion, ó el ácido clorhídrico, forman un precipitado blanco, semejante á leche cortada, fácilmente reconocible por su gran solubilidad en el amoniaco, su insolubilidad en el ácido nítrico, y en fin, por su alteracion bajo la influencia de la luz (coloracion violeta): cuando la plata no está asociada al mercurio, no hay reactivo más sensible, para dichas sales que el ioduro de almidon, el cual es decolorado con solo $\frac{1}{200}$ de miligramo de plata existente bajo la forma salina.

Oro (Au = 98,18).

El oro, es conocido desde la más remota antigüedad, como lo demuestran los objetos históricos legados por los pueblos primitivos, quienes daban un gran valor á este metal, segun acontece en nuestra época, y sin duda por igual motivo; esto es, por su inalterabilidad.

El oro existe por lo regular en el estado nativo, ya en cristales correspondientes al sistema regular, ó ya en laminitas ó granos irregulares, denominados *pepitas*, cuando ofrecen cierto espesor: generalmente se encuentra el oro en arenas cuarzosas y disgregadas constituyendo estensos aluviones, ó bien en filones cuarcíferos que de ordinario atraviesan los terrenos primitivos.

Las minas de oro más abundantes existen en América; sin embargo, en Europa hay tambien ricas minas de este metal, particularmente en los montes Ourales y en Altay (Rusia): hasta hace pocos años, el oro de Rusia representaba próximamente la sexta parte de todo el oro explotado en el mundo, y cuya produccion asciende apualmente, término medio, á unos 50,000 kilogramos. En el dia esta relacion ha cambiado á consecuencia de las nuevas explotaciones llevadas á cabo en California y en la Australia.

El oro suele estar aleado á una cantidad variable de plata

algunas veces le acompaña el rodio (Méjico): hay casos en que existe asociado á la vez á la plata y al paladio (Brasil), y por último, suele estar unido tambien al telurio y al iridio (California).

Generalmente se explota todo el oro de los aluviones auríferos; y aunque los métodos varían segun los países, podemos decir que se hallan reasumidos en dos operaciones principales, á saber: la levigación ó locion de las arenas auríferas, y el tratamiento por el mercurio del residuo de dicha operación: el primer tratamiento tiene por objeto eliminar, mediante una especie de tamización por locion, las materias térreas de las arenas auríferas enriqueciendo estas cada vez más en virtud de dicho sistema; la segunda operación, vá encaminada á disolver en cierto modo el oro en el mercurio constituyendo una amalgama, que destilada despues deja el oro por residuo.

Para obtener el oro químicamente puro, hay que disolver el ordinario, aunque sea de moneda, en agua régia, y evaporar la disolucion hasta sequedad; hecho esto, se trata el residuo por agua destilada, se filtra el líquido y se añade una disolucion de sulfato ferroso: dotada esta sal de una gran tendencia á peroxidarse, descompone el agua para apoderarse de su oxígeno, y entonces el hidrógeno procedente de la descomposicion reduce el cloruro áurico, precipitando al oro bajo la forma de un polvo negruzco. Recogido y lavado dicho polvo con ácido hidroclopórico débil, y despues con agua, se funde en un crisol, mezclándole préviamente con un poco de borax y nitro; roto el crisol, se obtiene un boton de oro metálico y químicamente puro.

El oro es de color amarillo, mirado por reflexion, y verde azulado si se examina por transmision, y en fin, cuando la luz reflejada contiene pocos rayos blancos, dicho metal presenta un matiz rojizo, su densidad es = 19,5; es el más inalterable y ductil de todos los metales, hasta el punto de poderle reducir en hojas tan sumamente delgadas, que son necesarias 10,000 para que presenten el espesor de un milímetro; con un gramo de oro, puede obtenerse un alambre de tres metros de longitud. La aleacion con el cobre, es decir, la moneda, está justificada con solo recordar la mayor parte de las pro-

piedades indicadas. Por último, el oro solo es atacado por el ácido cloro-nítrico ó agua régia.

El oro se combina con el oxígeno en dos proporciones, constituyendo el óxido auroso y el óxido áurico, de los que diremos algunas palabras.

Óxido auroso, protóxido de oro ($\text{Au}^2\text{O} = 204,56$). Se obtiene este cuerpo haciendo digerir durante algun tiempo el cloruro auroso (Au^2Cl) en una disolucion de potasa: se presenta bajo la forma de un polvo de color violeta, insoluble, descomponible á cerca de 250° , no salificable, y en fin, fraccionable en presencia del ácido hidroclicórico, produciendo cloruro áurico y abandonando parte del metal.

El protóxido de oro contiene en 100 partes:

$$\begin{array}{r} 96,09 = \text{oro.} \\ 3,91 = \text{oxígeno.} \\ \hline 100,00 \end{array}$$

Óxido áurico, sesquióxido de oro, ácido áurico ($\text{Au}^3\text{O} = 220,56$). Se obtiene este óxido vertiendo potasa cáustica sobre una disolucion de cloruro áurico, hirviendo la mezcla, y en fin, añadiendo un ligero exceso de ácido acético: se presenta bajo la forma de un precipitado pulverulento y amarillo. Puede obtenerse igualmente, calentando la disolucion de cloruro áurico; bien sea con la magnesia cáustica, ó con el carbonato de sosa. Es descomponible por el calor, la luz y los cuerpos reductores.

Consta en 100 partes de:

$$\begin{array}{r} 89,12 = \text{oro.} \\ 10,88 = \text{oxígeno.} \\ \hline 100,00 \end{array}$$

Protosulfuro de oro ($\text{Au}^2\text{S} = 212,56$). Se obtiene haciendo pasar una corriente de hidrógeno sulfurado, á través de una disolucion hirviendo de cloruro áurico, en cuyo caso se forma un precipitado oscuro de protosulfuro.

Consta en 100 partes de:

$$\begin{array}{r} 92,47 = \text{oro.} \\ 7,55 = \text{azufre.} \\ \hline 100,00 \end{array}$$

Sulfuro áurico, sesquisulfuro de oro ($\text{Au}^2\text{S}^3 = 244,56$). Se prepara por igual procedimiento que el anterior, con la única diferencia de que la disolución del cloruro áurico debe permanecer á la temperatura ordinaria.

Contiene el sesquisulfuro de oro en 100 partes:

$$\begin{array}{r} 80,57 = \text{oro.} \\ 19,65 = \text{azufre.} \\ \hline 100,00 \end{array}$$

Corresponde la composición molecular de estos compuestos á los cloruros, y óxidos del mismo metal.

Sesquicloruro de oro, cloruro áurico ($\text{Au}^2\text{Cl}^3 = 502,57$). Se obtiene el cloruro áurico, disolviendo el oro en agua régia, y evaporando hasta cristalización, en cuyo caso, forma largas agujas constituidas por *sesquicloruro de oro* y *ácido hidroclicórico* (cloruro ácido). Expuestos los cristales á una temperatura gradualmente elevada, se funden en un líquido rojo oscuro, que á su vez cristaliza en agujas prismáticas, compuestas de sesquicloruro de oro sin exceso de ácido hidroclicórico.

Elevando la temperatura de 160° , este sesquicloruro pierde $\frac{2}{3}$ de su cloro, convirtiéndose en *protocloruro de oro*, ó *cloruro auroso*, cuya fórmula es $= \text{Au}^2\text{Cl}$, y contiene en 100 partes:

$$\begin{array}{r} 84,72 = \text{oro.} \\ 15,28 = \text{cloro.} \\ \hline 100,00 \end{array}$$

A la temperatura de 200° , se desprende todo el cloro, reduciéndose las sales al estado metálico: este protocloruro es insoluble en agua y no tiene uso alguno.

El sesquicloruro de oro, es soluble en el agua, alcohol y eter; su disolucion es la primera materia para la preparacion de todos los compuestos áuricos.

La luz descompone la disolucion de sesquicloruro de oro, á cuyo fenómeno es debido el que las paredes interiores de los frascos que le contienen en el estado soluble, se cubran de una capa de metal con brillo dorado. El cloruro áurico es descompuesto por el platino é hidrógeno reunidos; para lo cual, basta introducir un hilo de platino en una campana llena de hidrógeno y en cuyo fondo se halla colocado préviamente una disolucion del cloruro mencionado.

Los cuerpos reductores, descomponen las disoluciones de oro con rapidez, particularmente el sulfato ferroso y el cloruro estannoso: este último dá lugar á la formacion de la púrpura de Cassius.

El cloruro áurico se emplea con frecuencia en la fotografia: mancha la piel de color purpúreo, lo cual es debido, como en la plata, á la reduccion de la sal por la sustancia orgánica del epidermis.

El cloruro áurico tiene grandes tendencias á combinarse con otros cloruros, formando sales dobles, en las que desempeña el papel de ácido.

Vertiendo amoniaco cáustico en una disolucion de cloruro áurico, se forma un precipitado amarillo constituido por cloro, hidrógeno, nitrógeno, oxígeno y oro: esta sustancia detona con gran violencia calentada á 140°. Aun no están muy acordes los químicos en la manera de considerar la composicion de este cuerpo, mientras unos le juzgan como un cloramiduro, otros piensan que es un cloronitruro de oro: abandonado dicho cuerpo al contacto del amoniaco, pierde todo el cloro, adquiere un color muy oscuro, y se vuelve más detonante. Puede ser representado este nuevo cuerpo, por la siguiente fórmula $(Au^2O^3, (NH^3)^2, HO)$.

Existe una sal denominada de Gelis y Fordos, que es un hiposulfito doble de óxido auroso y sódico: se obtiene precipitando por el alcohol una mezcla de dos disoluciones concentradas, una de cloruro áurico, y otra de hiposulfito sódico. El precipitado debe purificarse repetidas veces con agua y alcohol. Dicha sal doble es incolora, cristalizable en agujas finas,

posee un sabor azucarado, y en fin, es muy soluble en el agua y poco en el alcohol. Su composicion está representada por la fórmula $(\text{NaO}, \text{S}^2\text{O}^2)^3 + \text{Au}^2\text{O}, \text{S}^2\text{O}^2 + 4\text{ag.}$

Convenientemente calentado este compuesto, deja un residuo de oro metálico y sulfato sódico: el ácido nítrico le descompone igualmente, formando un precipitado de oro.

El oro se halla de tal manera disimulado en esta sal, que no puede justificarse su presencia, ni por el sulfato ferroso, ni por el cloruro estannoso, ni en fin, por el ácido oxálico.

Púrpura de Cassius. Este compuesto, descubierto por Cassius en 1785, y al cual deben la porcelana y el vidrio el bello color carmin que ofrecen, se obtiene introduciendo algunas láminas de estaño en una disolucion perfectamente neutra de cloruro áurico, formada de tal manera que haya un gramo de oro para cuatro de agua: pasados algunos instantes, se forma un precipitado ligero y en copos, de un hermoso color purpúreo, que se lava por decantacion y conserva de ordinario dentro del agua.

No están tampoco los químicos acordes respecto á la composicion de este cuerpo, lo cual procede, sin duda, de los diferentes métodos que para su obtencion se siguen: la composicion más probable es la correspondiente á la fórmula $((\text{AuO}^2, \text{SnO}^2), (\text{SnO}, \text{SnO}^2) + 4\text{ag})$ es decir, un doble estannato auroso y estannoso.

Accion fisiológica de las preparaciones áuricas y empleo terapéutico de las mismas. Tomadas interiormente, además de su accion general ejercen otra, tópica irritante. Han producido muy felices resultados en las afecciones venéreas primitivas y aun constitucionales, su empleo moderado esta exento de los inconvenientes que presentan las preparaciones de mercurio.

Caractères de las sales áuricas. Las disoluciones áuricas poseen constantemente reaccion ácida; sea cualquiera el cuidado que se haya tenido para hacerlas neutras: tratadas en frio por la potasa, no se observa enturbiamiento alguno, pero mediante el calor aparece un precipitado rojizo de óxido de oro, sobre todo añadiendo un ácido. El amoniaco produce en dichas sales, un precipitado negro de oro fulminante, y los sulfuros alcalinos, lo mismo que el hidrógeno sulfurado, forman en ellas

un precipitado negro de sulfuro áurico: el cloruro estannoso produce en las disoluciones áuricas un precipitado purpúreo: el sulfato ferroso origina una coloracion verde violeta, debida al oro estremadamente dividido; y en fin, el ácido oxálico, en disolucion concentrada y caliente, pone en libertad el oro bajo la forma de un polvo amarillo mate.

Estudio de la fotografia considerada bajo el punto de vista quimico. Scheele fué el primero que observó la accion descomponente que la luz directa ejercia sobre el cloruro argéntico, demostrando que dicha coloracion era debida á la plata que, bajo una forma estremadamente fina, se hallaba interpuesta en la masa por efecto de la reduccion mencionada. Sin embargo, solo hasta 1827 debemos considerar el verdadero principio del maravilloso arte, objeto de nuestro estudio, bajo el punto de vista quimico: en efecto, Nipce comunicó á la Sociedad real de Londres, en el citado año, el primer trabajo relativamente á este objeto; y Daguerre publicó en 1839, sus descubrimientos relativos á dicho asunto. Por último, Fox Talbot merece igualmente una mencion especial en este sitio por sus ingeniosos y bellos trabajos relativos á la fotografia sobre papel.

Hecha esta breve reseña histórica acerca de tan importante asunto, veamos qué hechos más principales constituyen el Daguerreotipo: cuando una lámina de plata ó de plaqué perfectamente pulimentada, se pone en contacto del vapor de iodo, hasta que su superficie adquiera una coloracion dorada, y cuando en semejante situacion se expone al foco de la lente de una cámara oscura durante un tiempo más ó ménos largo, segun la intensidad de los rayos luminosos, sucede que las partes de ioduro de plata heridas por la luz sufren una modificacion, que no experimentan las resguardadas de la accion de la luz; terminada esta accion no se observa imágen alguna, pero esta aparece al punto que se expone la superficie metálica impresionada á la accion del vapor de mercurio; los *claros* corresponden á la parte alterada por la accion de la luz, y las *sombras* á los puntos que han permanecido intactos, es decir, no modificados por la luz. Pero todavía la imágen no aparece con la perfeccion debida, en razon al aspecto defectuoso que la comunica la presencia del ioduro de plata no descompuesto: más no bien

se lava dicha sal con una disolucion de hiposulfito sódico, dotado de la propiedad de eliminar el iodo en los puntos no descompuestos por la luz, todos los defectos desaparecen, y el metal puesto en libertad, forma las sombras mientras que los puntos impresionados, y por lo tanto no atacados por el hiposulfito, se cubren de una infinidad de glóbulos de mercurio ofreciendo un aspecto blanco y mate á la vez, con lo que se producen los *claros*: por consiguiente, el iodo es la sustancia impresionable á la luz; el vapor de mercurio descubre la imágen latente, y el hiposulfito de sosa la perfecciona y fija.

El mejor agente de aceleracion es segun Binhgam, el bromuro de calcio, y segun el baron Gros, el cloro bromuro cálcico; en fin, Fizeau fué el primero que tuvo la feliz idea de sumergir las pruebas terminadas, en una disolucion de hiposulfito doble de oro y sosa, con lo cual consiguió dar una vivacidad admirable á la imágen permanente; pero justo es convenir en que por más perfeccionamientos que se han introducido, hasta nuestra época, en el arte del Daguerreotipo, queda subsistente siempre el principio fundamental de él tal como su autor lo ideó.

Teoria del Daguerreotipo. Cuando se expone la placa de plata al vapor de iodo, se forma una capa de ioduro argéntico, cuyo espesor, segun Dumas, no excede de una millonésima de milímetro, hallándose de tal manera adherida al metal, que es imposible separarla, aun cuando se frote con grande insistencia: expuesta dicha capa de ioduro á la irradiacion de la *cámara oscura*, se modifica en todos los puntos en que la luz la hiere, transformándose en subioduro de plata, que ya no se adhiere al metal, y por lo tanto, puede ser eliminado mediante un lijero frote; por manera que al salir de la *cámara oscura*, una placa daguerriana, se halla cubierta en parte de ioduro argéntico muy adherente, y en parte de subioduro sin adherencia alguna. Expuesta la referida placa al vapor de mercurio, este se fija solo sobre la superficie de la plata cubierta de subioduro, formando una amalgama, cuyo aspecto produce el efecto de las *tintas claras*, mientras que las partes de la superficie muy adherentes al ioduro é intactas despues de la accion del mercurio, constituyen las *sombras*: colocando despues la *placa mercurizada* en hiposulfito de sosa, se elimina el ioduro

argéntico no alterado, así como también el subioduro que se halla mezclado, digámoslo así, con los glóbulos mercuriales adherentes á la plata; en este momento la producción de la imágen es completa, los *claros* dependen de la amalgama de plata, y las *sombras* de la plata pulimentada.

Los admirables efectos producidos por el último baño de hiposulfito de sosa y oro, dependen, según parece, de que la plata que forma el fondo de la imágen, se halla como bruñida por el oro que la cubre, mientras que la parte que representa los *claros*, es decir, la parte amalgamada, se une al oro, aumentando de volúmen, de brillo y de solidez; así que las placas que han experimentado esta operación pueden suministrar nuevos modelos por medios *galvanoplásticos*.

Fotografía sobre papel. La época de la fotografía sobre papel comenzó el día en que Talbot dió á luz su método de calotipia, haciendo después notables, pero muy lentos progresos, á causa de la reserva de su autor, quien no imitó en esto á Daguerre, pues sabido es que el célebre autor del Daguerreotipo, dió á conocer con la mayor abnegación todos los detalles de sus procedimientos.

Por lo demás, la fotografía sobre papel guarda grande analogía con el Daguerreotipo: las materias impresionables de que se vale el fotógrafo, son del bromuro, cloruro y ioduro argénticos; los agentes que podemos denominar *reveladores*, y que ejercen el mismo papel que el mercurio en el Daguerreotipo, son el ácido gállico ó pirogállico; y en fin, las sustancias destinadas á fijar las *imágenes* son, el cianuro de potasio y el hiposulfito de sosa.

En la fotografía sobre papel hay que servirse de papel preparado de distinta manera para dos pruebas, llamada la una negativa y la otra positiva: se entiende por *imágen negativa* aquella en que las tintas se hallan en razón inversa de la intensidad luminica, de manera que las sombras del objetivo corresponden á los claros de la imágen, y reciprocamente; y en fin, se da el nombre de *imágen positiva* á aquella que reproduce el objeto con sus tintas naturales; por consiguiente, toda operación fotográfica puede dividirse en dos tiempos; en el primero se obtiene la *prueba negativa*, y en el segundo la *positiva*.

Para preparar el papel destinado á la prueba negativa, se empieza por elegirle con las condiciones convenientes y que pueden consultarse en todos los tratados especiales: en seguida, se sumerge en una disolucion constituida por una parte de nitrato argéntico y treinta de agua; colocado todo en una gran vasija de vidrio ó de porcelana de poco fondo y mucha superficie, debiendo evitar con gran cuidado mojar la superficie superior de dicho papel; cuando este haya adquirido un color ligeramente azulado, se sacará y se le dejará gotear hasta que se deseque en sitios convenientes; conseguido, se le sumergirá de nuevo durante dos ó tres minutos, en un baño formado de veinticinco partes de ioduro de potasio, una de bromuro potásico tambien, y doscientas sesenta partes de agua destilada, y por último, se lava y deseca de nuevo. Antes de exponerle á la accion de la luz, es preciso mojar su superficie con un liquido compuesto de sesenta y cuatro partes de agua, once de ácido acético cristalizabile y seis de nitrato argéntico.

La preparacion del papel *positivo*, es mucho más simple; para obtenerle, se estiene la hoja de papel destinada á este objeto, sobre la superficie de un baño de cloruro de sódio, constituido por 50 partes de sal y 100 de agua; á los cuatro ó cinco minutos de contacto se seca y prensa entre papel absorbente, hasta que no ofrezca la menor humedad; conseguido esto, se le vuelve á colocar sobre una disolucion de una parte de nitrato de plata y seis de agua, sacándole á los cuatro ó seis minutos y desecándole sobre cuerdas en un sitio apropiado.

Fotografia sobre el vidrio. Ofreciendo algunas imperfecciones la fotografia sobre papel, inventada por Talbot, inherentes en su mayor parte á la estructura del papel, Niepce de Saint-Victor, sobrino del inventor de la fotografia, tuvo en 1841 la feliz idea de sustituir el papel por placas de vidrio, para la produccion de las pruebas negativas. En este método el vidrio no ejerce otro papel que el de presentar su superficie plana, en un principio, á la albúmina, y hoy dia al colodion, para que en presencia de los reactivos hagan sobre él las sales argénticas las veces del *papel negativo*. La sustitucion de la albúmina por el colodion fué propuesta vagamente en 1850 por Legray, y aplicada en 1851 por Archer: la aso-

ciacion del bromuro potásico al colodion fotogénico (constituido por la disolucion alcohólica de ioduro potásico y nitrato argéntico) ha completado despues admirablemente los bellos resultados obtenidos desde un principio con dicha sustitucion; advirtiendo, que no ha dejado de contribuir poderosamente al indicado fin, el empleo del *estereóscopo* de Wheatstone, cuyos efectos fuéron ya explicados muchos siglos antes de su descubrimiento por Leonardo de Vinci.

Respecto á las diversas manipulaciones que comprende la fotografia en vidrio, haciendo uso del colodion, debemos confesar ingénuamente que, segun nuestros propios ensayos, en ningun libro puede formarse una idea más cabal y útil de ellas que en el libro de la práctica continua bien dirigida é ilustrada. De esta manera se explica el que haya tan excelentes artistas fotográficos, sin que por regla general sean ni aun medianamente quimicos, en el sentido utilitario de su bellísimo arte. Por lo demás, puede reasumirse la práctica á que nos referimos, en las operaciones siguientes:

1.º *Preparacion del colodion fotogénico.* Para esto se introducen poco á poco cinco partes de algodón cardado, en una mezcla constituida por 100 partes de nitro en polvo y 150 de ácido sulfúrico de 66°: á los ocho minutos se saca el algodón y se lava con muchísima agua, y en fin, se deseca al sol ó al aire (de ningun modo al fuego). Introduciendo ahora en un frasco dos partes de algodón preparado del modo dicho, 100 partes de éter á 66° areométricos y 50 partes de alcohol á 56°, que tenga en disolucion 1 $\frac{1}{2}$ parte de ioduro potásico, se habrá formado el colodion fotogénico, propio para los usos indicados. (Hay varias fórmulas para preparar este cuerpo).

2.º *Aplicacion del colodion sobre el vidrio.* Para esto se toma la placa de cristal por un ángulo, se vierte el colodion fotogénico y se le hace recorrer con regularidad é igualmente toda la superficie del vidrio, recogiendo en el frasco y por el otro ángulo opuesto del cristal, el exceso del colodion, balanceando la placa sobre la boca del frasco, á fin de quitar por completo las estrias existentes.

3.º *Sensibilizacion del vidrio.* A este fin se inmerge la placa durante dos minutos (poco más ó menos, ó hasta que haya desaparecido el aspecto oleoso del colodion) en un baño

compuesto de seis partes de nitrato argéntico y 100 partes de agua: importa que la superficie preparada esté mirando hácia arriba.

4.° *Exposicion en la cámara oscura.* Sacada la placa del baño de plata, se coloca al foco de la lente en la cámara oscura, dejándola el tiempo que cada artista conceptúa suficiente para la accion química, segun las fórmulas especiales de que se hace uso, el estado de la atmósfera, etc.

5.° *Preparacion del liquido revelador.* Este liquido debe estar preparado antes de colodionar, y nunca en gran cantidad, en razon á que se descompone con suma prontitud. Consta de 100 partes de agua, 6 de ácido acético cristallizable y 4 partes de ácido pirogálico: cuando esta disolucion no comunica á la prueba un vigor suficiente, se mezcla con partes iguales de una disolucion de nitrato argéntico compuesta de:

100 = agua.

4 = nitrato argéntico.

Esta mezcla debe hacerse en el momento de servirse de ella.

6.° *Aparicion de la imágen.* Llevada la placa (despues de expuesta en la cámara) al pequeño laboratorio, alumbrado por luz artificial, y tomada con la mano izquierda, se cubre de una solucion de ácido pirogálico, recogiendo en una copa el liquido excedente para volver á verter de nuevo sobre la placa, continuando de este modo hasta tanto que aparezca bien detalladamente la imágen; llegado este caso se lava la prueba con agua de fuente.

7.° *Preparacion del liquido fijador.* Este liquido no es más que una disolucion de hiposulfito de sosa, en proporciones variables, segun que deba servir para fijar las pruebas perfectamente marcadas, ó bien se aplique á aquellas más débiles, en donde hay precision de conservar la opacidad: en el primer caso, la disolucion del hiposulfito, debe estar formada por 40 partes de la sal y 100 partes de agua; en el segundo, debe ponerse para igual dosis de agua, 50 partes nada más de hiposulfito.

8.° *Fijacion de la imágen.* Cuando se hace uso del hipo-

sulfito á 40 por 100 se deja actuar el líquido hasta que se transparente por él con suma diafanidad la imágen obtenida (véase para más ámplios detalles sobre el arte de la fotografía, el *Guía teórico y práctico del fotógrafo*, por Sella, traducido del italiano y anotado por Valicourt).

Respecto á la teoría correspondiente al procedimiento fotográfico, podemos decir que hasta cierto punto es muy semejante á la indicada al ocuparnos del Daguerreotipo; en efecto, no bien se expone la placa de cristal ya preparada (*cliché*) al foco de la cámara oscura, todos los compuestos argénticos (ioduro ó bromuro, nitrato y acetato) pasan al estado de subsales, formándose además, óxido argéntico, el cual queda reducido, dejando la plata en libertad y muy dividida, no bien se hace actuar el ácido gállico ó pirogállico. El cianuro de potasio, ó el hiposulfito de sosa, empleados para fijar la imágen, quitan todo lo que aun puede ser impresionable por la luz, en cuyo caso, tanto las partes blancas como las negras, quedan al abrigo de toda alteracion ulterior; por manera que en último resultado, solo permanece sobre el cristal la plata combinada con la materia orgánica en un estado de inalterabilidad perfecta.

Finalmente, los fenómenos que tienen lugar con el *papel positivo*, son aun más sencillos; dicho papel, préviamente impregnado de cloruro argéntico, se coloca encima de la prueba negativa y bien sujeto entre dos vidrios, se exponen ambos objetos á la luz solar, pero procurando que esta hiera directamente el cristal que cubre la prueba negativa, con lo que el papel positivo va ennegreciéndose á medida que sobre él actúen los rayos quimicos de la luz.

El hiposulfito de sosa quita luego toda la porcion de cloruro no descompuesto, impide la accion ulterior de la luz, y por consiguiente, queda ya fijada la imágen de una manera definitiva; el barniz dado despues á las positivas tiene por objeto destruir con cierto ambiente el aspecto mate y seco que sin él presentan las obras fotográficas.

Platino (Pt = 98,58).

El platino ó platina fué descubierto por un negro en las

minas de Santo Domingo, y dado á conocer á Europa en 1733 por nuestro distinguido compatriota D. Antonio Ulloa.

Posteriormente, en 1752, Scheffer hizo el estudio de este metal, al que dió el nombre de *oro blanco*: la cantidad que de él se explota anualmente en todo el mundo, asciende, término medio, á 2500 kilogramos.

El platino existe en el estado nativo en las arenas de aluvion, muy semejantes á las auríferas: los yacimientos más ricos son en los montes Ourales, en el Brasil y en la Nueva Granada. Por lo general, se halla bajo la forma de granos pequeños, asociado á otros varios metales; entre los que hay algunos de gran valor: suele encontrarse tambien constituyendo gruesas *pepitas*.

Siendo demasiado complicado el procedimiento que por lo regular se sigue para extraer el platino de los varios cuerpos que le acompañan (entre los que figuran el iridio, osmio, rodio, paladio, oro, rutenio, plata, cobre, plomo, hierro y óxido de este metal, hierros titanados, cromados, piritas, cuarzo, jacintos, etc., etc.), indicaremos tan solo aquí la manera de obtener el platino puro. Con este objeto se trata el del comercio con agua régia, y luego se vierte en el líquido una disolucion de cloruro potásico; recojido el cloruro doble que se precipita, se lava sobre un filtro, ó mejor aun por decantacion, se deseca, se mezcla con carbonato potásico, y se calcina al rojo en un crisol de barro. Lavado nuevamente con agua el residuo, se trata con agua régia débil, que disuelve al platino y no al óxido de iridio producido en este caso: precipitado el cloruro platinico por una disolucion de sal amoniaco, solo resta calcinar el doble cloruro para obtener el metal puro.

El platino se forja mediante una temperatura elevadísima y con el auxilio de una fuerte presion: cuesta próximamente á un franco el gramo.

El platino es de color blanco gris; su densidad 21,50; es el más pesado de todos los metales; segun H. Rose, es dimórfico, supuesto que cristaliza bajo las formas cúbica y romboédrica; ocupa el quinto rango entre los metales maleables y el tercero entre los dúctiles; calentado al rojo blanco se ablanda, pudiendo entonces ser forjado y soldarse asimismo como el hierro, oro, plata, etc.

No es posible fundir grandes cantidades de platino, á menos de emplear un horno de cal y un soplete ó forja alimentado por el oxígeno y gas del alumbrado. Por último, es inalterable al aire y en presencia de los ácidos y las bases: solo es soluble en el agua régia.

Negro ó esponja de platino. El método mejor para obtener este cuerpo, consiste en verter el protocloruro de platino (PtCl) en una disolucion concentrada de potasa, y hervir el líquido añadiendo poco á poco el alcohol, y agitando todo sin cesar: bien pronto se manifiesta una viva efervescencia, y el platino se precipita bajo la forma indicada. Antes de desecar el precipitado, se hierve con alcohol, ácido hidrocórico, potasa y agua.

Ya hemos visto en diferentes casos como el platino dividido determinaba, por el simple contacto, la formacion de combinaciones químicas, ofreciendo de esta manera un ejemplo de lo que se denomina en la ciencia *fuerza catalitica*, la cual se manifiesta tanto más enérgicamente cuanto más dividido y caliente se halla. La lámpara de hidrógeno, la acetificacion del alcohol, la produccion del ácido sulfúrico, mediante el oxígeno y el ácido sulfuroso, y en fin, los interesantes experimentos de Kulmann, relativos á la nitrificacion, son otros tantos ejemplos que podemos citar en apoyo de dicha fuerza misteriosa.

Puede prepararse carbon ó piedra pomez impregnados de platino muy dividido, hirviendo durante algunos minutos, carbon de madera groseramente pulverizado, ó piedra pomez, con una disolucion de cloruro platinico; decantar la parte líquida, y en fin calcinar el residuo en un crisol tapado.

Segun Stenhouse, bastan algunos decigramos de carbon *platinado* (que contengan $\frac{6}{100}$ de metal) para determinar la combinacion instantánea de la mezcla detonante: si el carbon contiene $\frac{2}{100}$ de platino, dicha union se efectúa en 2 horas, y en 6 ú 8, cuando solo contiene $\frac{3}{4}$ por 100.

Un pedazo de carbon frio, pero platinado y expuesto á una corriente de gas hidrógeno, enrojece con prontitud é inflama el gas; en el vapor de alcohol, el carbon platinado con $\frac{2}{100}$ de metal se vuelve tambien incandesciente con produccion de ácido acético; por último, el mismo platino laminado y enrojecido

conserva su temperatura roja en presencia de ciertos gases, como por ejemplo, el del alumbrado.

Aun cuando de una manera general, hemos dicho que el platino es inatacable por la mayor parte de los cuerpos, tanto ácidos como alcalinos, sin embargo, bueno es advertir aquí que hay muchos otros que como el selenio, fósforo, arsénico, boro y silicio, así como también el bisulfato potásico, los nitratos, etc., le atacan más ó menos rápidamente, lo cual debe tenerse en cuenta para las operaciones químicas que se practiquen en crisoles ó cápsulas de platino.

Oxidos de platino. Hay dos: el *protóxido* ú *óxido platinoso* ($PtO = 106,58$) y el *bióxido* ó *platinico* ($PtO^2 = 114,58$). Ambos se obtienen de los cloruros de platino correspondientes; en efecto, tratando el cloruro platinoso por la potasa cáustica, se obtiene un polvo negro que es un hidrato de protóxido de platino; calentado convenientemente queda anhidro y representado por la fórmula PtO .

Es muy inestable y no ofrece ningún interés.

Se obtiene el óxido platinico añadiendo al cloruro correspondiente, un grande exceso de potasa, con lo que se forma un cloruro doble de platino y de potasio, el cual se redisuelve y descompone bajo la influencia del calor, convirtiéndose en el óxido correspondiente PtO^2 . Basta para separarle verter en la disolución cierta cantidad de ácido acético, con lo que se forma un precipitado amarillento oscuro, de hidrato de óxido platinico: calentado este adquiere color y se convierte en óxido anhidro.

El óxido platinico es tan inestable como el platinoso; no es soluble en los ácidos y en los álcalis sino cuando está hidratado, y en fin, puede ser considerado como ácido metálico, en atención á que forma con la potasa combinaciones definidas.

Se obtienen los *sulfuros de platino*, á saber, el platinoso $PtS = 114,58$, y el platinico ($PtS^2 = 150,58$), haciendo uso de los cloruros correspondientes; así que, dejando en digestión un sulfuro alcalino con el cloruro platinoso, se obtiene el sulfuro *ad minimum*, mientras que haciendo pasar una corriente de hidrógeno sulfurado á través de una disolución de cloruro platinico, resulta un precipitado de bisulfuro: no tienen importancia alguna.

Cloruro platinoso, protocloruro de platino ($\text{PtCl} = 154,01$). Se obtiene de la misma manera que el cloruro auroso, esto es, calentando gradualmente el cloruro platinico. Lo más conveniente es calentar dicha sal á la temperatura de 200° , sirviéndonos al efecto de un baño de aceite.

El cloruro platinoso es insoluble; hervido con ácido hidrocórico se descompone en platino y bicloruro.

Resulta del conjunto de trabajos interesantísimos debidos á Magnus, Gros y Reiset, que el cloruro platinoso puede unirse con el amoniaco, dando origen á cristales amarillos ($\text{PtCl}, \text{N}^2\text{H}^6 + \text{ag.}$) es transformable en verdadera base desde el instante que cambian el cloro por el oxígeno ($\text{PtO}, \text{N}^2\text{H}^6 + \text{ag.}$); en fin, el mismo cloruro platinoso amoniacal puede, asociándose al oxígeno, desempeñar el papel de base representada por la siguiente fórmula ($(\text{PtCl}, \text{N}^2\text{H}^6), \text{O}$).

El cloruro platinoso consta, en 100 partes, de:

75,56 = platino.

26,44 = cloro.

100,00

Cloruro platinico. ($\text{PtCl}^2 = 149,64$). Se obtiene evaporando á un calor suave una disolucion de platino en el agua régia: se presenta bajo la forma de una masa cristalina, roja, que oscurece cuando se calienta para eliminar su agua de hidratacion.

El cloruro platinico se usa en disolucion acuosa ó alcohólica, como reactivo para reconocer las sales solubles á base de potasa ó de amoniaco.

El cloruro platinico puede ser considerado como un clorácido, por la facilidad que tiene de combinarse con todos los cloruros menos electro-negativos que él: el *cloruro doble de platino y de potasio* tiene por fórmula $\text{KCl}, \text{PtCl}^2$.

El *cloruro doble de platino y de amoniaco* tiene por fórmula, $\text{NH}^3, \text{Cl}, \text{PtCl}^2$.

Consta, en 100 partes, de:

58,17 = platino.

41,85 = cloro.

100,00

Carácterés de las sales de platino. Se reconocen las disoluciones de protocloruro de platino por el color verde que posee el precipitado cristalino que en él ocasiona el amoniaco: este precipitado está formado por el protocloruro de platino amoniacal, cuya fórmula es: $PtCl, NH^3$.

Las disoluciones de cloruro platinico, tratadas por el amoniaco, dan precipitado de un hermoso color amarillo, constituido por un cloruro doble de platino y de amoniaco (cloroplatinato de amoniaco). Igual sucede con la disolucion de potasa.

Las sales de protóxido no se descomponen por la potasa, pero esta dá lugar á un precipitado de platinato de potasa, soluble en un exceso de reactivo con las sales á base de óxido platinico.

El hidrógeno sulfurado y los sulfidatos descomponen las sales del platino, dando lugar á sulfuros correspondientes á los ácidos preexistentes en las sales.

Todas las sales de platino son descompuestas por el calor.

El platino forma aleaciones con varios metales.

La más importante es la constituida por dicho metal y el cobre, empleada, á causa de su magnífico pulimento, en los espejos de los telescopios: el rodio se alea igualmente al platino, constituyendo una combinacion que puede laminarse con facilidad y es inatacable por el agua régia.

RESUMEN.

1. El mercurio es conocido desde la más remota antigüedad: los alquimistas le consideraban como plata en el *estado imperfecto*, y el principio de todos los metales y demás cuerpos sólidos y fijos.

Las minas más ricas de mercurio, son las nuestras de Almaden, de donde puede decirse que se benefician los $\frac{11}{13}$ de la producción total en todo el mundo: despues de esta localidad, viene en categoría de riqueza las de Idria en Illiria.

La extracción en grande del mercurio, puede decirse que en rigor está reducida en convertir, mediante la calcinación

del mineral, todo el azufre en ácido sulfuroso, condensando el mercurio libre en cámaras convenientemente dispuestas. Escusado es advertir que el oxígeno del aire es, quien quemando el azufre, le convierte en ácido sulfuroso.

Varios son los medios que se emplean para purificar el mercurio; los más practicados son: la filtración á través de lienzo, la destilación, y por último, la acción del ácido nítrico diluido sobre dicho metal.

El mercurio es el único metal líquido á la temperatura ordinaria; se solidifica á -40° , en cuyo caso tiene alguna semejanza con el estaño y plomo por su tenacidad, dureza y maleabilidad: á 0° , su densidad es = 13,596: hierve á 150 del termómetro de aire, y en fin, la densidad de su vapor es = 6,976.

El mercurio es volátil á la temperatura ordinaria, siendo su vapor altamente nocivo á la salud, como lo demuestran los infelices obreros que le manejan.

2. El mercurio forma dos óxidos; el mercurioso (Hg^2O) y el mercúrico (HgO). Se obtiene el primero, tratando por la potasa, la disolución concentrada de nitrato mercurioso: se descompone con facilidad, convirtiéndose en óxido mercúrico, y el metal queda libre. Puede obtenerse el óxido mercúrico, hidratado y anhidro; para el primer caso, no hay mas que tratar por la potasa cáustica una sal mercúrica soluble; por ejemplo, el cloruro: se presenta el hidrato de óxido mercúrico, bajo la forma de un precipitado de color amarillo de canario. El óxido mercúrico anhidro, resulta, bien sea calentando el metal en contacto con oxígeno, por mucho tiempo y en un aparato conveniente (precipitado *per se*), ó bien calentando con las precauciones debidas y en aparato apropiado, el nitrato mercurioso: el óxido mercúrico anhidro es un polvo rojo anaranjado, de aspecto cristalino.

Se obtiene el sulfuro mercúrico sometiendo una sal *ad minimum* de mercurio, á una corriente de hidrógeno sulfurado: de igual modo puede prepararse el bisulfuro. Recogido éste y calentado en sublimatoria, se condensa en las partes frías de ella, bajo la forma de cristales rojos violáceos, constituyendo bajo semejante estado el cinabrio artificial, enteramente semejante al que existe en la naturaleza.

Existe una variedad de cinabrio, conocida con el nombre de bermellon: este producto no se ha conseguido preparar todavía en Europa, con las condiciones que ofrece el de la China.

5. Hay dos ioduros de mercurio, correspondientes á sus respectivos óxidos, á saber, el mercurioso y el mercúrico: se obtiene el primero, triturando bajo la presencia del alcohol, 100 partes de mercurio y 62 de iodo, hasta que el metal haya desaparecido por completo. El mejor modo de obtener el ioduro mercúrico, consiste en sublimar equivalentes iguales de ioduro potásico y cloruro mercúrico, ambos sólidos y previamente pulverizados: el ioduro mercúrico, ofrece un caso muy curioso de isomería, supuesto que recién obtenido y bajo una quietud perfecta, es amarillento, mientras que, pasa rápidamente á rojo escarlata, á favor de la menor vibracion en su masa ó en el aparato que le contenga.

El cloro se combina con el mercurio, constituyendo dos sales correspondientes á sus óxidos, á saber: el cloruro mercurioso y el mercúrico. Puede obtenerse el primero, bien sea por vía húmeda, ó por vía seca; en el primer caso, vertiendo una disolucion de sal comun ó ácido clorhídrico, en otra de nitrato mercurioso puro: debe lavarse repetidas veces este precipitado (precipitado blanco), con agua destilada y caliente.

Se obtiene el cloruro mercurioso (calomelanos), sublimando una parte de sulfato mercúrico, con otra igual de mercurio y tres de sal comun: cuando quiera obtenerse todavía más dividida, por este método, no hay más que recibir el producto de la destilacion en el seno de gran cantidad en agua (calomelanos al vapor).

Varias son las sustancias que pueden convertir el cloruro mercurioso en mercúrico; tales son entre otras, la sal amoniaco y los cloruros alcalinos (sal comun), bastando para ello, segun las importantes observaciones de Mialhe y Selmi, la temperatura del cuerpo humano (38 á 40°); hecho sumamente grave y que debe tomarse en mucha consideracion para todas las preparaciones medicinales en que dicho cuerpo forme parte.

Se prepara el cloruro mercúrico, sublimando una mezcla en partes iguales de sulfato mercúrico y cloruro sódico más $\frac{1}{10}$ de sobreóxido de manganeso. Tratada la disolucion de clo-

ruro mercúrico por el amoniaco cáustico, se obtiene un precipitado blanco resultante de la reaccion habida entre el álcali y el óxido mercúrico: dicho precipitado se considera por la generalidad de los químicos, como un amiduro de mercurio.

Se obtiene el *cianuro mercúrico*, tratando el óxido por el ácido hidrocianico, y evaporando hasta cristalización: escusado creemos advertir las precauciones, con que debe operarse en este caso.

Para preparar el sulfato mercúrico, no hay más que calentar cierta cantidad de metal con ácido hidroclicórico; se desprende ácido sulfuroso y queda la sal en cuestion, bajo la forma de un polvo claro, cristalino y muy denso, y en fin, se obtienen los nitratos de mercurio, esto es, el mercurioso y mercúrico, tratando para el primer caso, un exceso de metal por ácido nítrico, y recogiendo con cuidado los cristales voluminosos que se forman en la superficie, y viceversa, resulta el nitrato mercúrico, haciendo actuar un exceso de ácido nítrico hirviendo, sobre el referido metal.

Los caracteres más distintivos de las sales de mercurio, son: la accion que la potasa ejerce sobre ellas, supuesto que en las mercuriosas forma un precipitado gris oscuro (hidrato de protóxido), y de color amarillo de canario en las mercúricas (hidrato de peróxido).

Toda sal de mercurio calentada con fragmentos de potasa cáustica en un tubo de ensayo, pone en libertad pequeñísimos glóbulos de mercurio metálico, condensados en las partes frias del tubo: finalmente, vertiendo una gota de una sal mercúrica soluble sobre una lámina de cobre perfectamente limpia, produce á los cortos instantes una mancha blanca, volatilizable por la accion del calor.

4. La plata es conocida igualmente desde muy remotos tiempos, existe generalmente en la naturaleza en el estado de sulfuro múltiple, unida á otros sulfuros metálicos, como la galena, etc. Tambien se halla unida al cloro, bromo, iodo y otros varios cuerpos. Los métodos para la extraccion de la plata, que más generalmente se siguen, pueden reducirse á dos, á saber: por *copelacion* y por cloruracion ó amalgamacion.

El fundamento del primer método, es separar los me-

tales inoxidables é infusibles, de los fusibles y oxidables, aquellos quedan aislados en la copela, bajo la forma de un boton metálico, mientras que estos, es decir, los fusibles y oxidables, son absorbidos por la copela. La relacion entre el peso del boton metálico respecto de la cantidad de materia ensayada, dará á conocer la riqueza del mineral. El método por cloruracion se funda en transformar la plata de los minerales en cloruro, cambiando despues este en amalgama, la que finalmente es sometida á la destilacion.

El mejor método para obtener en nuestros laboratorios la plata perfectamente pura, consiste en disolver la moneda, y mejor aun la plata procedente de copelacion, en la cantidad conveniente de ácido nítrico; en seguida, tratar la disolucion perfectamente diáfana por un ligero exceso de sal comun; hecho esto, decantar el líquido, lavar repetidas veces el precipitado blanco resultante, y por último, hervirle con una disolucion de potasa ó de sosa, préviamente adicionada de un exceso de azúcar; recogida la plata que bajo un estado muy dividido se forma, se funde á una alta temperatura con borax y nitro.

La plata es el más blanco de todos los metales, muy brillante cuando está pulimentada, goza de una gran maleabilidad (solo el oro la excede en este carácter), sumamente dúctil; un gramo de plata puede producir un alambre de 2^m,50 de largo: su densidad = 10,5; funde hácia 1000°, y esparce vapores á una temperatura más elevada; es inalterable al aire, pero se une al azufre con muchisima facilidad, constituyendo un sulfuro que la ennegrece: fundida posee la singular propiedad de absorber cerca de 22 veces su volúmen de oxígeno, el cual abandona despues por enfriamiento.

La plata es algo atacada por una disolucion de sal comun y por el cloruro cúprico.

La plata forma tres óxidos, pero solo ofrece interés el protóxido (AgO) que se obtiene vertiendo un exceso de potasa cáustica en una disolucion de nitrato argéntico; este precipitado es negruzco (hidrato de óxido), adquiriendo un color verde oliva cuando se le deseca. El óxido argéntico hidratado es soluble en el amoniaco cáustico, produciendo por la digestion en él prolongada, una sustancia negra y esplosiva conocida

con el nombre de plata fulminante (amiduro de plata H^2NAg).

Puede obtenerse el sulfuro argéntico, descomponiendo una sal soluble de plata por una corriente de hidrógeno sulfurado; fundiendo el polvo negro resultante, puede transformarse este sulfuro en el cuerpo cristalino semejante al que existe en la naturaleza.

5. El mejor método para obtener el cloruro argéntico cristalizado, es abandonar á la evaporacion espontánea la disolucion amoniaca del cloruro obtenido por precipitacion, lo cual se consigue siempre que se trata una sal soluble de plata por un cloruro soluble ó el ácido hidroclórico.

El cloruro argéntico es insoluble en agua y en ácido nítrico hirviendo, pero muy soluble en el amoniaco fundido, constituye una masa de aspecto córneo (plata córnea); en fin, el cloruro argéntico cambia rápidamente de color, bajo la influencia de los rayos quimicos de la luz.

Se obtienen el bromuro y ioduro argénticos por doble descomposicion; esto es, precipitando una sal soluble de plata por un ioduro ó bromuro alcalino. Se diferencian entre si, en que el ioduro argéntico tiene el color más amarillo que el bromuro, y es menos soluble que este y que el cloruro en los líquidos disolventes de ambos, sobre todo, en el amoniaco.

Se obtiene el nitrato argéntico, tratando la plata por el ácido nítrico; cuando se emplea la de moneda, se purifica el nitrato resultante, dejándole á la influencia de la humedad en sitio oscuro, ó bien fundiendo ambos, redisolviendo y cristalizando luego el producto obtenido. El nitrato de plata fundido es lo que generalmente se llama piedra infernal. Se usa al interior contra epilepsias y otras enfermedades, y al exterior como cauterio.

La aleacion más importante de plata es la de moneda, constituida por 900 milésimas de plata, y 100 de cobre, con una tolerancia de dos milésimas en aumento ó en defecto de esta ley.

Puede apreciarse el valor ó ley de la moneda de plata, bien sea por copelacion ó por análisis volumétrica normal, conocida con el nombre de argentimetria, y fundada en la precipitacion al estado de cloruro argéntico de un peso dado de plata, existente en una aleacion y disuelta en el ácido nítrico.

La cantidad de cloruro sódico empleado en este caso como precipitante, es proporcional al de la plata eliminada bajo la forma de cloruro insoluble.

El mejor carácter para distinguir las sales de plata solubles es el precipitado blanco, que bajo la forma de leche cortada, producen en contacto de un cloruro soluble ó del ácido hidrocórico. Dicho precipitado es insoluble en agua y en el ácido nítrico hirviendo, soluble en el amoniaco y alterable en presencia de la luz.

6. El oro es conocido igualmente desde la más remota antigüedad; existe por lo general en el estado nativo, mezclado con las arenas cuarzosas (arenas auríferas), constituyendo aluviones de grande extension: se halla igualmente en filones cuarcíferos implantados en los terrenos primitivos. La extracción del oro se verifica en general por la concentracion de las arenas, mediante una especie de tamizacion por locion, y en fin, amalgamando el residuo aurífero.

Para obtener el oro químicamente puro, se evapora hasta sequedad el cloruro áurico, se trata el residuo por agua destilada, y en fin, se vierte en la disolucion filtrada un ligero exceso de sulfato ferroso; recojido y lavado el producto resultante con ácido hidrocórico débil, se funde con borax y nitro, con lo que se obtiene un boton de oro químicamente puro. El oro es amarillo mirado por reflexion, y verde azulado, mirado por transmision; su densidad es = 19,5; es el más inalterable y dúctil de todos los metales; pueden obtenerse láminas de oro tan sumamente delgadas que son necesarias 10 sobrepuestas para formar una masa cuyo espesor sea un milímetro; con un gramo de oro puede obtenerse un alambre de tres metros de longitud.

Ningun ácido, excepto el selénico, ataca al oro; los álcalis no tienen accion sobre él; en fin, solo se disuelve en el agua régia.

Se obtiene el óxido auroso, haciendo digerir el cloruro correspondiente con una disolucion de potasa: es un polvo violeta insoluble y descomponible á 250°. Se prepara el óxido áurico tratando por la potasa cáustica una disolucion de percloruro, hirviendo el liquido y añadiendo un exceso de acido acético. Es un polvo amarillento.

Se obtiene el cloruro áurico disolviendo el oro en el agua régia y evaporando con cuidado la disolucion hasta consistencia cristalina: se presenta bajo la forma de agujas de color amarillo claro. Elevando gradualmente la temperatura pierde parte del ácido clorhidrico que le constituia en el estado de cloruro ácido, y quedan convertidas en cloruro áurico relativamente néutro. Por último, calentando el cloruro áurico á la temperatura de 160° , pierde los dos tercios de cloro y se reduce al estado de protocloruro ó cloruro auroso.

7. Vertiendo amoniaco líquido en una disolucion de cloruro áurico, se forma un precipitado amarillo, constituido por cloro, hidrógeno, nitrógeno, oxígeno y oro (fulminato de oro); esta sustancia detona con suma violencia, á 140° : abandonado dicho compuesto en contacto con el amoniaco, pierde el cloro, adquiere un color más oscuro, y se vuelve mucho más detonante.

Existe una sal muy usada en la fotografia, constituida por un hiposulfito doble de oro y sódio: se obtiene precipitando por el alcohol la mezcla de dos disoluciones concentradas, una de cloruro áurico y otra de hiposulfito de sosa.

Se da el nombre de púrpura de Cassius á una sustancia de un hermoso color purpúreo, descubierta por Cassius en 1685. Es considerada como un estannato doble de oro y estaño: puede obtenerse introduciendo láminas de estaño perfectamente limpias, en una disolucion de cloruro áurico muy neutro y diluido en agua, de tal modo, que haya cuatro partes de esta para una de oro.

La aleacion de oro y cobre, en la relacion indicada respecto de la plata, constituye la moneda legal, puede apreciarse su valor ó ley, bien sea por copelacion con plomo ó cobre, ó bien por via húmeda, mediante una mezcla de ácido nítrico y sulfúrico que disuelve al cobre y deja intacto al oro.

El carácter más distintivo de las sales de oro, es la coloracion purpúrea originada en ellas, en presencia del cloruro estannoso (púrpura de Cassius), ó bien el color verde violáceo que el sulfato ferroso produce en las mismas (oro estremadamente dividido).

8. Niepce de Saint-Victor y Daguerre son los verdaderos creadores del importantísimo arte fotográfico y daguerreotípi-

co; ambos se fundan en la accion descomponente que la luz ejerce sobre la capa de ioduro y bromuro argénticos que cubre la placa, papel y últimamente el vidrio, expuestos al foco de la cámara oscura: el espesor de dicha capa, segun Dumas, no excede respecto de las de Daguerre, de una millonésima de milímetro. Dichas sales pasan al estado de subsales bajo la influencia de la luz. Expuesta al vapor de mercurio una placa de Daguerre, que préviamente haya sufrido la accion de la luz, sucede que el metal se adhiere únicamente sobre la superficie de plata cubierta de subioduro, formando una amalgama, cuyo aspecto produce el efecto de los *claros* ó tintas blancas, mientras que las partes de la superficie no alteradas ppr la accion de la luz, constituyen las sombras; en fin, poniendo la placa mercurizada en contacto con el hiposulfito de sosa este disuelve el ioduro argéntico intacto, así como tambien el subioduro; desde este instante queda establecida la imágen, siendo producidos sus *claros* por la amalgama de plata, y las sombras por el metal pulimentado.

La teoría relativa á los procedimientos sobre vidrio y empleando el colodion, es muy análoga á la anteriormente expuesta; en efecto, al exponer la placa de vidrio preparada, al foco de la cámara oscura, posee ya la capa ó barniz de ioduro ó bromuro argénticos, y en fin, de nitrato y acetato de dicho metal; todos estos compuestos son alterables á la luz, pasando al estado de subsales bajo la influencia del referido agente; y en fin, se forma igualmente, por efecto de dicha accion, algo de óxido argéntico, reducido ulteriormente á plata metálica, que queda en libertad, estremadamente dividida bajo la influencia reductora del ácido gállico ó pirogállico. El bromuro potásico ó hiposulfito de sosa empleados para fijar la imágen, quitan toda la parte de compuestos argénticos que ha quedado intacta, en cuyo caso quedan perfectamente resguardadas de toda accion ulterior, lo mismo las partes blancas que las negras de dicha imágen, por manera que en definitiva tan solo queda sobre la placa ó *cliché*, plata combinada con la sustancia orgánica y en un estado de inalterabilidad perfecta. Respecto á los fenómenos que tienen lugar con el papel preparado para las pruebas positivas, son mucho más sencillos; en efecto, dicho papel se halla impregnado de cloruro argéntico, sustancia que

como es sabido, es muy sensible á la accion de la luz; por consiguiente, adquiere un color más ó menos oscuro segun la intensidad de aquella, expuesto á su accion, de modo que solo sea el influido y á través de los puntos transparentes de la imágen negativa.

El hiposulfito de sosa tiene por objeto eliminar toda la parte de cloruro no descompuesto, con lo que se paraliza la accion ulterior de la luz, quedando fija y permanente la imágen.

9. El platino fué descubierto en nuestras minas de América á principios del siglo pasado, y dado á conocer en Europa en 1748 por el ilustre marino D. Antonio Ulloa.

El platino existe en el estado nativo mezclado con las arenas de aluvion, muy semejantes á las auríferas; casi siempre le acompañan muchos otros metales y óxidos, si bien suele presentarse en pepitas de notable tamaño y perfectamente puras. Para obtenerle puro se disuelve el comercial en el agua régia, y acto continuo se vierte en la disolucion, otra de cloruro potásico; lavado por decantacion el cloruro doble resultante, se calcina con carbonato potásico; hecho esto se lava el residuo, y en fin, se trata con agua régia débil, que solo disuelve en estas circunstancias al platino. Obtenido el cloruro platinico puro no hay más que tratarle por la sal amoniaco, y en fin, calcinar el cloruro doble; queda el platino bajo la forma de esponja y con las condiciones de pureza deseadas. El platino es un metal blanco gris, dimórfico, de una densidad 21,50; ocupa el 5.º rango respecto de los metales maleables, y el 3.º de los dúctiles. Puede liquidarse y aun volatilizarse á una elevada temperatura, en cuyo caso, esto es, fundido, goza como la plata de la propiedad de absorber oxígeno, el cual pierde por el enfriamiento.

Pueden fundirse grandes cantidades de platino, sirviéndose de un horno de cal y un soplete ó forja alimentada por el oxígeno y gas del alumbrado.

El método más sencillo y mejor para preparar el negro de platino, consiste en verter una disolucion de *protocloruro de platino* en otra concentrada de potasa cáustica, y hervir el liquido al propio tiempo que se agrega alcohol y se agita la mezcla: hervido sucesivamente el precipitado resultante con al-

cohol, ácido clorhídrico, potasa y agua, no hay más que desecarle y calcinarle en un crisol de porcelana.

Bajo este estado posee el platino la curiosa propiedad denominada fuerza catalítica, de que tantos ejemplos hemos hecho mencion en diferentes casos.

Se obtienen los óxidos de platino tratando sus respectivos cloruros por la potasa cáustica; el primero (PtO), se presenta bajo la forma de un polvo negro é insoluble en el agua; para obtener el segundo (PtO^2) hay que verter en la disolucion de cloruro platinico, además de la potasa, cierta cantidad de ácido acético; ambos son muy poco estables.

Obtiénese el cloruro platinico ($PtCl^2$), evaporando á un calor suave una disolucion del metal en agua régia, y el protocloruro ($PtCl$), calentado gradualmente el anterior, con lo que se desprende la mitad del cloro y queda rebajado por consiguientè, al estado de sal haloidea *ad minimum*.

El cloruro platinico se usa como reactivo de las sales de potasa y amoniaco, con las que forma cloruros dobles de composicion perfectamente definida.

El platino forma con el cobre una aleacion capaz de un bello pulimento, que sirve para los espejos de telescopio.

El carácter más sensible de las sales de platino es el precipitado amarillo, granugiento y duro, que tiene lugar vertiendo en ellas potasa ó amoniaco cáustico.

FIN DE LA QUIMICA INORGÁNICA.

QUÍMICA ORGÁNICA.

OLIVIERO ORGANICA

LECCION UNDECIMA.

PARTE ORGANICA.—Diferencia entre las sustancias inorgánicas y orgánicas.—Principios de estática química.—Análisis inmediato.—Análisis elemental.—MATERIAS PROTEICAS.—Almidon.—Azúcares.—FERMENTACION ALCOHOLICA.—Fabricacion del pan.—Vinos.—Cervezas.—Cidras.—ALCOHOL.—Eteres.—Amidos.—Cuerpos grasos.—Bujías.—Jabones.—PECTINA.—Celulosa.—Leñoso.—Papel.—ACIDO ACETICO.—ACIDO PIROLEÑOSO.—Productos pirogenados de la madera.—GOMAS, ESENCIAS Y RESINAS; MATERIAS COLORANTES.—Principios generales del arte de la tintorería.—ACIDO TANNICO.—Curtido de las pieles.—Estudio general de los ácidos orgánicos más importantes.—Alcaloides ó bases orgánicas más importantes.—Resúmen.

La química orgánica tiene por objeto el estudio de las metamorfosis que experimentan las sustancias existentes en los seres organizados, ó bien las que se derivan de ellos. Las diferencias esenciales que median entre la química mineral ó inorgánica, y la orgánica residen en el método seguido en el estudio de ambas ciencias: en efecto, mientras que en la primera, ó sea la mineral, se procede sintéticamente, en la orgánica se sigue el método opuesto, esto es, *el analítico*.

Todos los principios fundamentales de la estática química,

pueden reasumirse en el exámen comparativo del siguiente cuadro:

ANIMAL.	VEGETAL.
APARATO DE COMBUSTION, LOCOMOTOR.	APARATO DE REDUCCION, INMOVIL.
Quema carbono.	Reduce á carbono los compuestos carbónicos.
— hidrógeno.	— id. los de hidrógeno.
— amonio.	— id. los de amonio.
Exhala ácido carbónico. . . .	Fija ácido carbónico.
— agua.	— agua.
— óxido de amonio. . . .	— óxido de amonio.
— nitrógeno.	— nitrógeno.
Consumo oxígeno.	Produce oxígeno.
— materias nitrogenadas neutras.	— materias nitrogenadas neutras.
Quema ó reduce grasas.	— grasas.
— féculas, azúcares y gomas.	— grasas féculas, azúcares y gomas.
Produce calor.	Absorbe calor.
— electricidad.	Roba electricidad.
Devuelve sus elementos al aire ó á la tierra.	Recibe sus elementos del aire ó de la tierra.
Transforma las sustancias orgánicas en minerales.	Transforma las sustancias minerales, en materias orgánicas.

Se da el nombre de *sustancias organizadas*, á todas las constitutivas de los órganos animales ó vegetales: no son solubles ni cristalizables. Y por el contrario, reciben la denominacion de *sustancias orgánicas*, aquellas que extraidas ó procedentes de los órganos vegetales ó animales, pueden cristalizar ó disolverse en ciertos vehiculos, ó bien, en fin, constituyen especies bien definidas: los disolventes más frecuentemente empleados en la *andlisis inmediata*, son ácidos, básicos ó neutros. Estos últimos son el agua, alcohol, éter, el espíritu de la madera, sulfuro de carbono, bencina y el cloroformo; los líquidos ácidos ó básicos sirven, no solamente para disolver los principios inmediatos de naturaleza alcalina ó ácida,

sino tambien para descomponer las sales en donde dichos principios existen combinados.

Cuando se quieren aislar las sustancias mezcladas y distintamente volátiles, se somete la mezcla á la destilacion, cuidando de fraccionar los productos, que son á su vez redestilados por el mismo método, hasta que los resultantes presentan todos los caracteres de pureza: en el caso de que el aire ó el calor puedan alterar la naturaleza de las sustancias destiladas durante la operacion, se reemplazará el aire de los aparatos por el nitrógeno ó el ácido carbónico, ó bien se verificará la destilacion en el vacio. La análisis elemental tiene por objeto el conocimiento de los elementos constitutivos de los cuerpos, para lo cual se comienza por aislarlos de las mezclas de que forman parte, aplicando el procedimiento antes indicado, esto es, la análisis inmediata: obtenidos ó preparados dichos cuerpos en el mayor grado de pureza posible, pueden ser ya sometidos á la análisis elemental, reducida en último objeto á determinar el número y cantidad relativa de los cuatro cuerpos simples de que por lo general constan aquellos, á saber: el carbono, hidrógeno, oxígeno y nitrógeno; hay casos en que, además de estos elementos fundamentales, figuran tambien el azufre y fósforo. Se aprecia la cantidad de los referidos cuerpos haciéndoles contraer combinaciones bien conocidas, como el agua para el hidrógeno, el ácido carbónico para el carbono, y el amoniaco respecto del nitrógeno; si bien suele dosizarse este último en el estado gaseoso; por consiguiente, en la generalidad de casos: la análisis elemental orgánica no es más que una combustion, en la que el cuerpo comburente es casi siempre el óxido de cobre: dicha análisis comprende tres operaciones sucesivas y distintas, que son: 1.^a Pesar la sustancia desecada. 2.^a Mezclarla con el óxido de cobre y colocarla convenientemente en el tubo de combustion. 3.^a La combustion propiamente dicha.

Pueden desecarse, bien sea en frio ó por medio del calor, todas las sustancias que deban ser sometidas á la análisis elemental mencionada: lo primero se consigue en una atmósfera confinada y en presencia del ácido sulfúrico concentrado; y lo segundo mediante el aire calentado á una temperatura conveniente, ó bien por el concurso simultáneo del calor y el vacio:

debe tenerse sumo cuidado en estas combustiones, sea por el óxido de cobre, ó con cualquiera otra sustancia comburente; en primer lugar, debe evitarse que no sea absorbida humedad alguna, pues entonces habria grave error en la determinacion del hidrógeno; y en segundo, calentar con mucha regularidad el tubo de combustion, á fin de que no sean desprendidos bruscamente los fluidos elásticos, lo cual impediria su perfecta condensacion. La análisis se termina haciendo pasar una corriente de oxígeno seco á través del tubo de combustion.

Grandes y variados son los inconvenientes que acompañan al procedimiento ordinario de análisis orgánica; hé aqui los más principales:

1.º El oxígeno con que se termina la combustion, es desprendido muy irregularmente por el clorato potásico; por cuyo motivo suele haber choque brusco de este gas en el interior del tubo y demás partes del aparato, inutilizando la análisis comenzada.

2.º Hay formacion de cloruro de cobre, con lo que puede haber error en la determinacion del hidrógeno.

3.º El óxido de cobre se alcaliniza, y no puede servir directamente para otra análisis.

4.º Y en fin, algo de ácido carbónico se condensa en el tapon de corcho, con gran perjuicio relativamente á la determinacion del carbono.

Piria evita estos inconvenientes haciendo llegar al tubo de combustion de oxígeno puro y seco procedente de un gasómetro, á cuyo fin disminuye la presion interior del aparato por medio de un aspirador portátil.

Se determina la composicion centesimal de una sustancia orgánica, dividiendo por el peso de la porcion sometida á la análisis el producto de 27,27 multiplicado por el peso de ácido carbónico obtenido; y el producto de 11,11 multiplicado por el peso de agua suministrada por la análisis.

Un ejemplo hará más clara esta idea: supongamos que 0^{gr}.500 de azúcar de uva cristalizada hayan producido 0^{gr}.665 de ácido carbónico y 0^{gr}.520 de agua; pues bien, el ácido carbónico contiene 27,27 por 100 de carbono, y el agua 11,11 por 100 de hidrógeno. Por consiguiente, el carbono obtenido

directamente por la análisis será igual al producto de 27,27 por 0,665, es decir, 0^{gr.},1815

$$27,27 \times 0,665 = 0,1815.$$

El hidrógeno será igual al producto de 11,11 por 0,320, es decir, 0,355

$$11,11 \times 0,320 = 0,355.$$

Pero como se ha operado sobre 0^{gr.},500 de materia, hay necesidad de dividir cada producto por 0,500 para obtener la cantidad de carbono y de hidrógeno existentes en 100 partes de la sustancia analizada.

$$\begin{array}{r} 1815 \\ \hline = 56,26 \text{ de carbono,} \\ 0,500 \\ 555 \\ \hline = 7,10 \text{ de hidrógeno,} \\ 0,500 \\ \hline \text{(El oxígeno se aprecia por diferencia).} = 56,64 \text{ de oxígeno.} \\ \hline 100,00 \end{array}$$

Respecto al nitrógeno, ya hemos dicho que se dosiza, ya sea bajo la forma gaseosa, ó en el estado de amoniaco: en el primer caso, se quema la sustancia con el óxido de cobre, descomponiendo el óxido nítrico que pueda haberse originado, á cuyo fin se introduce en el tubo de combustion torneaduras de cobre; y en el segundo, calentando la sustancia con *cal sodada*, recibiendo el amoniaco formado en ácido sulfúrico graduado, y en fin, determinando la porción saturada por un volumen conocido de sacarato de cal.

Materias protéicas. La harina de trigo es sin duda alguna, entre otras varias sustancias, la más rica en principios *protéicos ó albuminoideos*, comunes á los dos reinos, tales como la *fibrina*, *albúmina* y *caseína*: tambien se han hallado en los granos de las rosáceas y leguminosas otras dos materias protéicas, la *amandina* y la *legumina*; pero ambas difieren de las

tres primeras, cuya composición es por otra parte idéntica. Las sustancias protéicas se distinguen en virtud de las tres reacciones siguientes:

1.^a Adquieren un color rojo en presencia de una mezcla de nitrato y nitrito de mercurio.

2.^a El ácido hidroclórico las disuelve en caliente, comunicándolas un hermoso color azul.

3.^a Los álcalis cáusticos las disuelven igualmente, haciéndolas pasar al estado de *proteína*; siendo debida á esta reacción una de las dos causas en virtud de las que se las llama *protéicas*. (La otra debe ser sin duda alguna la diversidad de formas que, á semejanza del Proteo de la fábula, toman dichas sustancias en la vida orgánica). La proteína, presenta también las tres reacciones características de las materias protéicas: el ácido nítrico la transforma en ácido *xanthoprotéico*, y el sulfúrico en *bencina*.

La *fécúla* ($C^{12}H^{20}O^9, HO$) es el principio amiláceo de los tubérculos, así como el *almidon* es el principio amiláceo de los granos: se extrae el almidon, bien sea malaxando la pasta de harina, ó bien macerando la misma harina en el agua; en el primer caso se obtiene el gluten además del almidon, mientras que en el segundo solo resulta dicho almidon. En fin, se prepara la *fécúla* lavando con agua las raeduras de patata.

El principio amiláceo, *fécúla* ó *almidon*, se presenta en granos más ó menos redondeados, de una longitud variable, entre 2 milésimas y 455 milésimas de milímetro: cada grano está formado por capas concéntricas semejantes á sacos superpuestos, y pueden presentar cuatro grados de hidratación; á 100° se dilatan hasta el punto de aparentar una disolución; y si les falta espacio, se forma lo que vulgarmente se denomina engrudo, en cuyo caso el iodo les comunica el color azul magnífico característico; su disolución aparente ó real es dextrógiro; la acción prolongada del agua caliente, ó solo por la del calor, transforma dicho principio en *dextrina* ó en *pirodextrina*, según que la temperatura sea de 200 ó 300°. El producto azul que el principio amiláceo engendra, al contacto del iodo, es decir, el ioduro de almidon, se decolora á 66°, y vuelve á adquirir su color primitivo por el enfriamiento; pero su matiz se destruye mediante la acción prolongada de la luz: los áci-

dos minerales diluidos en agua, actúan sobre el principio amiláceo como el agua y el calor reunidos, pero con mucha más energía; y en fin, ciertos ácidos hidratados disuelven dicho principio sin transformarle en dextrina. Las sustancias protéicas actúan sobre ellos como el agua y los ácidos diluidos: el ácido nítrico monohidratado transforma el almidon ó fécula en compuestos nítricos explosivos.

Empleo médico del almidon. Se ha empleado en los mismos casos que el iodo, pero en dosis mucho más grandes, sin embargo debe administrarse con prudencia.

Tanto la *inulina* (principio amiláceo extraído de la émula, patacas, etc.), como la *liquenina*, sacada de los musgos y líquenes, parece que son una variedad del principio amiláceo con quien guardan identidad de composicion, pero no respecto del conjunto de caractéres.

La *diastasa* es una sustancia nitrogenada, que se desarrolla durante la germinacion del grano de los cereales, cerca del gérmen de los mismos y dotada de la facultad de metamorfosear rápidamente el almidon ó la fécula en dextrina: una parte de diastasa transforma 2000 partes de almidon en dicha sustancia, siempre que el almidon se halle bajo la forma de engrudo y la temperatura no llegue á 100°. Se obtiene la diastasa haciendo digerir en agua calentada á 50° la cebada germinada; y si se prefiere prepararla bajo la consistencia de jarabe, no hay más que desleir almidon ó fécula en agua calentada á 75° que tenga en suspension la cebada germinada y machacada (Malta). En fin, puede prepararse la dextrina pulverulenta, sometiendo á una temperatura de 110° á 120° la fécula préviamente humedecida con agua algo acidulada con ácido nítrico.

La *dextrina* es destrógrica é insoluble en el alcohol; transformable en glucosa por la accion continua y bajo la influencia de los agentes que provocan su formacion: tiene uso en farmacia, en cirugía y en el arte culinario.

Puede obtenerse la *glucosa*, químicamente pura ($C^{12}H^{12}O^{13} + 2ag$) absorbiendo por una materia porosa la parte líquida de la miel: la del comercio procede de la accion del ácido sulfúrico débil sobre la fécula; se presenta bajo tres formas, á saber: en la de jarabe, masas sólidas y amorfas, y masas

granuladas. La glucosa se transforma en *caramelo* ($C^{24}H^{18}O^{18}$) á 150° , es destrógiro; los ácidos minerales débiles la convierten en materias negras húmicas; el ácido nítrico la transforma en *ácido sacárico* ($C^6H^8O^8$); el ácido sulfúrico la convierte en *ácido sulfoglúxico* ($C^{24}H^{20}O^{29}, SO^3$), *ácido glúxico* ($C^{12}H^8O^8, 5HO$) ó en *ácido apoglúxico* ($C^{18}H^{11}O^{10}$), segun las condiciones en que se verifique su accion. Las bases transforman la glucosa en ácido glúxico; el cloruro de sódio se combina con la glucina, formando *glucosato de cloruro sódico* ($C^{24}H^{24}O^{24}, NaCl$). El tartrato cúprico potásico ó reativo de Frommherz es reducido por la glucosa precipitando protóxido de cobre, cuya cantidad producida sirve para dosizar la glucosa; esta sustancia experimenta prontamente la fermentacion alcohólica.

Las pasas, ciruelas, grosellas, etc., contienen un azúcar denominado incristalizable ($C^{12}H^{12}O^{12}$), que es levogiro y que puede transformarse en glucosa cristalizable, que es destrógiro.

La *lactina* ó *lactosa* ($C^{12}H^{12}O^{12}$) es el principio azucarado de la leche, de donde puede extraerse evaporando el suero; es destrógiro, reduce el reactivo de Frommherz (tartrato cúprico potásico), pasa por la accion del ácido sulfúrico al estado de glucosa láctica, sustancia fermentescible y transformable en ácido múcico bajo la accion del ácido nítrico; en fin, la lactina puede transformarse igualmente en *ácido múcico* por fermentacion láctica, y no alcohólica, bajo la influencia del cáseo.

La *inosita* ($C^{12}H^{12}O^{12} + 4ag$) desecada á 100° es isomera con la glucosa anhidra; no tiene poder rotatorio ni fermenta, ni en fin, es reducida por el tartrato cúprico potásico; se extrae de la carne muscular correspondiente á los animales superiores.

Se extrae el *azúcar de caña* (arundo saccharifera) clarificando el zumo de ella con algunas milésimas de cal, y evaporando el líquido resultante hasta consistencia de jarabe, de donde ulteriormente cristaliza el azúcar dejando un residuo espeso denominado melaza: se refinan los azúcares en bruto, clarificando sus disoluciones por albúmina, y decolorando el líquido por carbon animal; evaporado rápidamente en el vacío el producto resultante, abandona á cierta concentracion

el azúcar perfectamente cristalizado. El zumo de la remolacha contiene igualmente azúcar, idéntica á la de caña, la cual se aísla transformándola en sacarato de cal; descompuesta dicha combinacion por el ácido carbónico, y eliminando el carbonato de cal del líquido, se somete á la accion decolorante del carbon animal; se evapora á consistencia de jarabe, y en fin, se abandona en reposo para que cristalice: se ha propuesto reemplazar la cal por la barita.

El azúcar ($C^{12}H^{11}O^{11}$) es destrógira; á 160° se funde y cambia en azúcar de cebada; á 180° se convierte en azúcar incristalizable y levogira, y en fin, á 220° se transforma en caramelo. Los ácidos minerales y diluidos cambian el azúcar en glucosa ordinaria destrógira y en azúcar de frutos incristalizable y levogira, por último, se combina con las bases y el cloruro de sódio, y no fermenta sino despues de haberse transformado en glucosa.

Existe *la manita* ($C^6H^7O^6$) en muchas plantas, particularmente en ciertos fresnos de Europa meridional; suele formarse algunas veces tambien en las disoluciones de la glucosa, sometidas á la accion del fermento láctico: la manita funde á 163° , á 200° se cambia en manitana ($C^6H^6O^6$) bajo cuya forma se une á ciertos ácidos; posee la propiedad de combinarse con las bases, el óxido de plomo y el cloruro de sódio; no tiene poder rotatorio; reduce el tartrato cúprico potásico, ni en fin, experimenta la fermentacion alcohólica sino con mucha lentitud y en circunstancias particulares.

En resúmen, tres son los tipos que representa el grupo azucarado, á saber: 1.º, *la glucosa*; 2.º, *el azúcar*; 3.º, *la manita*; todas las sustancias comprendidas en estos tres tipos, se hallan más ó menos respectivamente aproximadas segun que gocen ó no de la propiedad de fermentar, de desviar el plano de polarizacion de la luz polarizada, de reducir el óxido cúprico, y en fin, de producir ácido mucico por la accion oxidante del ácido nítrico.

Se admite generalmente que la fermentacion alcohólica considerada en el zumo de la uva, depende de que este contiene un principio protéico, el cual bajo la influencia de una corta cantidad de oxígeno se modifica y hace insoluble transformándose en fermento: el fermento cambia el azúcar en áci-

do carbónico y en alcohol, á la vez que varía tambien su propia naturaleza, de modo que la accion del fermento sobre el azúcar viene á ser, en último resultado, una simple accion de contacto favorecida por el agua y por una temperatura suficientemente elevada: en fin, el fermento es un ser organizado y que goza de la facultad de reproducirse.

Sucede en la fermentacion del mosto de la uva, que á medida que el fermento aparece ó se forma, va estinguéndose al actúar sobre la azúcar: en la fermentacion de la cerveza se observa que se reproduce más fermento del que se gasta, lo cual es debido á la abundancia en sustancias albuminoideas que posee el mosto del malta, por cuya razon no se obtiene el fermento en el primer caso, ó sea en la fermentacion de dicho mosto, mientras que se obtiene, y con grande abundancia en el segundo (levadura de cerveza). Un fermento y azúcar, pueden producir la fermentacion más no reproducir el fermento: todos los antisépticos que paralizan la vida vegetal y animal, suspenden de igual modo la accion del fermento, lo cual no es de estrañar, supuesto que segun se admite es un cuerpo organizado y vivo.

El azúcar puede experimentar diversas fermentaciones, conforme á la naturaleza de los fermentos con quien se halla en contacto, así que puede transformarse en alcohol y ácido carbónico, ó bien en ácido láctico, acético, nítrico, etc., lo que en cierto modo prueba que existen fermento alcohólico, acético, láctico, etc.

El conjunto de fenómenos morbíficos que se manifiestan en las enfermedades miasmáticas autorizan á incluir los miasmas en la clase de fermentos.

Resulta de los esperimentos de Pasteur, que la fermentacion no es un acto correlativo de la muerte de los fermentos, sino de su organizacion y su vida, atendido que para organizarse, desarrollarse y ejercer su accion, los fermentos tienen precision de asimilarse una parte del carbono del azúcar; por consiguiente, no puede ser la fermentacion un fenómeno de simple contacto ó de movimiento comunicado segun la anterior teoria.

En la fermentacion alcohólica del azúcar se forma constantemente, y además de los productos principales (alcohol y

ácido carbónico), ácido succínico, glicerina y algunas veces ácido láctico y manita; cuyos productos, especialmente los últimos, son el resultado de una fermentación simultánea y paralela á la fermentación alcohólica, que es la predominante: cuando la levadura se halla en exceso, con relación al azúcar, sucede que el ácido carbónico y el alcohol producidos exceden á la cantidad de azúcar que los puede suministrar, lo cual es debido á la celulosa de la misma levadura que se transforma en glucosa para servir de alimento carbonatado á los tiernos retoños de la levadura.

La panificación de la harina es igualmente un producto de fermentación *cereálica*: la levadura ejerce el papel de fermento de igual modo que la de la cerveza, por cuya razón puede sustituir esta á la fabricación del pan; las fases sucesivas de la panificación, son; el amasado, la fermentación y la cocción.

Entre el epispermo y la cubierta superior del endospermo, existe la *cerealina* que es un fermento dotado de efectos múltiples y fermento dextrínico y glucósico, que puede determinar más tarde é indirectamente las fermentaciones láctica y butírica, y en fin, convertir el glúten en humus: el color del pan moreno, su acidez y compacidad, dependen menos de la presencia del salvado que de la de la *cerealina*; por cuya razón, no hay más que paralizar la acción de esta, para que siempre resulte el pan blanco, que es precisamente en lo que consiste la superioridad del procedimiento de panificación propuesto por Mege-Mouries.

Algunas millonésimas de sulfato cúprico, facilitan la panificación de las harinas de calidad inferior, y mejoran notablemente el producto. Se descubre dicha sal mediante un análisis cualitativo especial, así como se pone igualmente de manifiesto la presencia de la cebada germinada en las harinas, sometiendo la pasta á la acción sucesiva de los álcalis y de los ácidos.

Para averiguar la adulteración de las harinas, bien sea con fécula, bien con harina de linaza, ó bien con la de leguminosas, se observarán al microscopio después de haber sido desleídas en una disolución más ó menos concentrada de potasa cáustica; la fécula de patata se hincha considerablemente, la harina de linaza presenta puntos rectangulares de aspecto vítreo, y por lo regular rojos; en fin, la harina de las leguminosas va siem-

pre acompañada de restos de un tegido celular propio de esta suerte de granos. En fin, puede averiguarse la fécula en la miga de pan, tratando esta por una disolucion de potasa, y examinando despues el liquido alcalino al microscopio.

La fabricacion del vino comprende cuatro operaciones: 1.º, la produccion del mosto; 2.º, la fermentacion, por la cual la glucosa de la uva se convierte en alcohol y el mosto se vinifica; 3.º, el trasiego, que completa la vinificacion del mosto en los toneles, 4.º y por último, el envasamiento.

El vino de Champagne y sus semejantes difieren de los demás porque son espumosos; propiedad debida á haber sido encerrados en las botellas antes de su fermentacion.

La conversion del mosto en vino, no depende solo de la transformacion de la glucosa en alcohol, sino del conjunto de modificaciones complejas que los principios del mosto experimentan; en efecto, el alcohol no permanece en el vino al estado de simple mezcla, sino que contrae combinaciones tan solo destruidas mediante la ebullicion, pero que no por esto prueban menos el estado latente del alcohol en el vino.

La acidez del vino depende de la accion prolongada del aire; defecto que puede corregirse mediante el tartrato néutro de potasa: se combate el sabor amargo que el vino adquiere permaneciendo mucho tiempo en botas ó toneles no azufrados, trasvasándole á otros que lo sean. Así como tambien puede destruirse la grasa ó viscosidad que se manifiesta en los vinos blancos, añadiéndoles tanino, el cual contienen en muy corta cantidad. El azulamiento de los vinos es el efecto inmediato de la accion que el carbonato de potasa ejerce sobre la materia colorante, la presencia de dicha sal á la oxidacion de crémor tártaro (bitartrato potásico) propio del vino; inconveniente que puede remediarse con suma facilidad añadiendo la cantidad necesaria de ácido tártrico: el frio mejora el vino, entre otras causas, por disminuir en él la presencia de las sustancias nitrogenadas putrescibles.

Se reconoce que se ha añadido aguardiente al vino, por el olor alcohólico que este desarrolla calentado á 60º: se demuestra la presencia del agua en el vino por el aire desprendido en la ebullicion, y la del alumbre por la presencia de un precipitado, que sometido á la accion del calor, dejará á la albúmina

por residuo; en fin, se demuestra la coloracion artificial del vino, bien sea por la potasa, que no le comunica el color verde aceituna característico, ó bien por la gelatina que no le decolora ó lo hace en muy corta escala.

La cidra es el producto de la fermentacion del zumo de manzanas: estos frutos no se someten á la espresion sino despues de haber pasado muchas semanas desde que fueron recogidos; sin embargo, bueno es advertir que no conviene que estén muy maduros. Expuesta la pulpa 12 ó 24 horas al aire libre, es sometida despues á una presion gradual, resultando un zumo que experimenta dos fermentaciones; la primera, tumultuosa, en recipientes abiertos; la segunda lenta, en toneles en donde el aire no tiene entrada. Cuanto menos fermentada es la cidra, tanto más azucarada se presenta.

Una de las causas que hacen agriar la cidra, es su prolongado contacto con el aire; alteracion que se corrige mediante la melaza ó la goma: las cidras que se vuelven espesas en virtud de un principio de fermentacion viscosa puede mejorarse, añadiendo alcohol ó cierta cantidad de pulpa madura.

La fabricacion de la cerveza comprende cuatro operaciones: 1.º la preparacion del malta ó sea la germinacion de la cebada, que tiene por objeto producir la diastasa; 2.º la sacarificacion de la parte amilácea de la cebada, mediante esta la misma diastasa; 3.º adiccion del lúpulo, que tiene por objeto comunicar á la cerveza el gusto amargo característico que posee, ó bien para introducir un aceite esencial que más tarde deba proteger la conservacion; 4.º el último período tiene por objeto la fermentacion del mosto ya preparado del modo dicho.

La cerveza de Baviera se conserva mejor que la de muchos paises, porque habiéndose verificado su fermentacion á una baja temperatura, muy lentamente y al contacto renovado del aire, resulta que los principios albuminoideos del mosto, causa principal de las alteraciones de la cerveza ordinaria, son separados bajo la forma de un depósito ó sedimento producido en el seno de los mismos. La cerveza es la más nutritiva de todas las bebidas fermentadas, á causa de su riqueza en principios albuminoideos.

Todos los liquidos que han experimentado la fermentacion

alcohólica, suministran alcohol mediante la destilacion en aparatos convenientes.

Se determina la riqueza alcohólica de los aguardientes haciendo uso del alcoholómetro de Gay-Lussac, así como se reconoce el de los vinos, separando por destilacion el que contengan y sometiéndole en seguida á un ensayo alcohométrico. Se prepara el alcohol absoluto ($C^4H^6O^2$) destilando el alcohol de 90° centesimales, primero, sobre la cal viva, y despues sobre el cloruro de calcio anhidro: obtiéndose el alcohol que marca 96° centesimales, qué es el más empleado en los laboratorios, destilando sucesivamente pequeñas cantidades de alcohol á 90° centesimales, sobre una mezcla de cal viva y carbonato de potasa.

El alcohol, es un líquido que hierve á 78°,4; su densidad es = 0,975; la de su vapor = 1,615; su fórmula representa ó corresponde á cuatro volúmenes; es el disolvente ordinario de los cuerpos muy hidrogenados: el oxígeno no ejerce accion alguna sobre el alcohol puro, pero sí bajo la influencia del negro de platino y de ciertas sustancias nitrogenadas, en cuyo caso se transforma en aldehido ($C^4H^4O^2$) y en ácido acético ($C^4H^4O^4$).

Expuesto el alcohol al aire, bajo la influencia de los álcalis, absorbe el oxígeno y pasa sucesiva ó simultáneamente al estado de aldehido y ácido acético. Calentado á 220°, con los álcalis hidratados, se oxida á expensas del oxígeno del agua de hidratacion y produce acetatos.

Calentados el ácido sulfúrico y el alcohol á 70°, dan lugar á la formacion del *ácido sulfovinico* ($C^4H^5OHO, 2SO^3$); á 140°, producen *éter* (C^4H^5O); y entre 160 y 165° se origina hidrógeno bicarbonado (C^4H^4): en general, la accion de los oxácidos sobre el alcohol ofrece como resultado la formacion de éteres compuestos; si los oxácidos son poliatómicos, entonces engendran los ácidos vínicos; la produccion del éter normal y del hidrógeno bicarbonado, tan solo es peculiar de ciertos ácidos.

Los hidrácidos haloideos, actuando sobre el alcohol, dan lugar á la formacion de éteres haloideos, formados del principio electro-negativo del hidrácido y del carburo de hidrógeno del alcohol, ofreciendo la fórmula general siguiente:
 $R, C^nH^{n+1} \dots R =$ cloro, bromo, etc.

Segun la teoria alemana, el alcohol es un hidrato de óxido de etilo, y éste, es decir, el óxido de *etilo* el éter normal; la teoria francesa admite que el alcohol es un bihidrato de hidrógeno bicarbonado, y que el éter es un monohidrato de dicho cuerpo: la escuela unitaria vé en el alcohol un cuerpo *binomo* que puede modificarse por doble cambio; por consiguiente, para ella el éter normal no es más que el alcohol, en el que una molécula de hidrógeno es reemplazada por la molécula de carburo de hidrógeno (C^4H^2) propia del ácido vínico. Se obtiene el alcohol de azufre, ó *mercaptan* ($C^4H^6S^2$), destilando una disolucion alcohólica de sulfidrato potásico despues de haberla sometido á la accion del éter clorhídrico: el mercaptan es un líquido límpido é incoloro que huele á cebolla; su densidad es = 0,855, á 21°; la de su vapor es = 2,11; hierve entre 61 y 65°, y se inflama fácilmente.

El alcohol metílico ($C^2H^4O^2$) procede del espíritu de la madera del comercio; su densidad es = 0,973, y la de su vapor = 1,12; hierve á 66°, y arde con una llama azulada. Produce las mismas reacciones que el alcohol normal; y en fin, se transforma por oxidacion en ácido fórmico ($C^2H^2O^4$): ha sido preparado por síntesis, oxidando el gas de los pantanos (hidrógeno protocarbonado (C^2H^4)).

El alcohol amílico ó aceite de patatas ($C^{10}H^{12}O^2$) existe en el aguardiente de fécula y en otros de diferentes granos: posee el aspecto de un líquido oleoso incoloro, dotado de un olor desagradable y de un sabor acre; su densidad es = 0,818; la de su vapor = 5,117; hierve á 152°; y en fin, es levogiro.

Se obtiene el *aldehido* ($C^4H^4O^2$) sometiendo á la destilacion seca una mezcla de alcohol, ácido sulfúrico, y bióxido de manganeso ó bicromato potásico, ó bien destilando equivalentes iguales de acetato y formiato de cal: los caractéres más principales del aldehido, son: 1.°, combinarse con los bisulfitos alcalinos, dando lugar á un compuesto cristalizado; 2.°, transformarse en ácido acético, absorbiendo directamente el oxígeno del aire; 3.°, reducir con suma facilidad el óxido argéntico, produciendo un espejo metálico; además, el aldehido ennegrece y se resinifica por su contacto con los álcalis cáusticos, esparciendo un olor nauseabundo: el aldehido no puede conservarse por mucho tiempo, pues aun en los tubos

cerrados á la lámpara se modifica molecularmente, transformándose en el aldehido ó metaldehido.

Se da el nombre de tipo, en química, á toda especie elegida arbitrariamente como término de comparación entre especies homólogas de la misma série: los partidarios de la escuela unitaria admiten solamente cuatro tipos, que son: el agua, el ácido clorhídrico, el amoniaco y el hidrógeno. Se entiende por radical todo elemento ó grupo de elementos que se hallen constituyendo un compuesto, y pueda ser transportado á otro por doble descomposición.

Los *amidos* son amoniaco en el cual el hidrógeno es reemplazado en todo ó en parte por uno ó más radicales ácidos; pertenecen al tipo amoniacal, y se dividen en clases, segun que en ellos se hallen una, dos ó tres moléculas de amoniaco, constituyendo una sola molécula compuesta. Cada clase se subdivide en tres secciones, fundadas en que sean substituidos uno, dos, ó los tres equivalentes del hidrógeno por el radical ácido.

La primera clase de amidos corresponde á una molécula de amoniaco en el que ha sido reemplazada la tercera parte de hidrógeno por un radical ácido: por la acción de un álcali ó de los ácidos, ó en fin, del agua se descomponen, regenerando el amoniaco y el ácido de su radical orgánico; tratados por el ácido fosfórico anhidro, producen cianuros alcohólicos (nitritos); son descomponibles por el ácido sulfúrico fumante, dando origen, segun la temperatura, á ácido sulfúrico copulado con otro ácido, ó con un hidrógeno carbonado.

Se obtienen los amidos de una manera general, haciendo actuar el amoniaco sobre los éteres compuestos, ó sobre los cloruros de radicales ácidos, ó bien, en fin, destilando una mezcla equiatómica de cloruro amónico y de una sal alcalina orgánica.

Se da el nombre de *cuerpos grasos* á todo cuerpo neutro insoluble en agua, untuoso y saponificable: se distinguen los cuerpos grasos, que se saponifican fácilmente dejando en libertad la glicerina, de aquellos cuya saponificación es difícil, en que en vez de poner en libertad la glicerina, suministran una sustancia que desempeña el mismo papel químico.

La *glicerina* ($C^6H^8O^6$) se obtiene evaporando el agua procedente de la saponificación de los cuerpos grasos; posee el

aspecto y el sabor de un jarabe incoloro; su densidad es = 1,280; produce, por destilacion, *acroleina* ($C^2H^4O^2$), se transforma bajo la accion de los fermentos en *ácido propiónico* ($C^3H^6O^4$); y en fin, constituye por la oxidacion *ácido glicérico* ($C^3H^6O^6$). Todas las reacciones y metamorfosis que la glicerina experimentan demuestran que debe ser considerada como un alcohol triatómico ($\left\{ \begin{array}{c} C^3H^3 \\ H^3 \end{array} \right\} O^6$).

Würtz ha obtenido la glicerina por sintesis, reemplazando en el *tribomuro de propileno* ($C^3H^6Br^3$) las tres moléculas de bromo por equivalentes iguales de oxígeno y de agua: la glicerina es de un uso muy frecuente, tanto en medicina como en cirugía; y en fin, para perfumeria, en razon á ser un excelente cosmético. Combate las enfermedades de la piel, y mejora notablemente el estado patológico de las úlceras.

Se estraee el *aceite de oliva* del fruto correspondiente al *Olea Europea*: consta de 72 partes de oleina, y de 28 partes de margarina y palmitina. La *margarina* ($C^{108}H^{104}O^{12}$) funde á 47° y posee todas las propiedades de los cuerpos grasos neutros, cuyos caractéres, esencialmente quimicos, son idénticos á los de los éteres compuestos: el *ácido margárico* ($C^{34}H^{34}O^4$) es insoluble en el agua, pero muy soluble en el alcohol hirviendo; funde á 60°, y segun Heintz, es una mezcla de ácido palmitico ($C^{32}H^{32}O^4$) y ácido esteárico ($C^{36}H^{36}O^4$).

La *oleina* es líquida y saponificable en caliente: la dificultad de obtenerla pura, hace que no haya una exactitud en las análisis que á ella se refieren; sin embargo, es muy probable que posea una composicion análoga á la de la margarina. Sometida á la destilacion, produce ácido sebácico ($C^{26}H^{18}O^6$).

La propiedad que ciertos aceites ofrecen de adquirir mayor consistencia, ó endurecerse por la accion del aire (aceites secantes), depende de una alteracion de su oleina, cuya naturaleza es muy distinta de la del aceite ordinario; así es que no producen ácido oléico, por la saponificacion, como los aceites comunes, ni tampoco se endurecen por el ácido hiponitrico. El aceite de oliva es saponificable por los álcalis y por los ácidos; y en fin, por el vapor de agua calentada á 500°, pero siendo la presion menor que la de la atmósfera; el ácido hiponitrico le solidifica, como igualmente á todos los aceites no

secantes; en este caso, la oleina se metamorfosea, constituyendo un cuerpo isomero denominado *elaidina*. Los aceites se clarifican, bien sea por el reposo, ó por el ácido sulfúrico.

Se extrae el sebo de las células en donde existe albergado, mediante la fusión favorecida, ó por el ácido sulfúrico, ó por los álcalis: el sebo funde generalmente á 50°; produce, por la saponificación glicerina, y ácidos oléico, margárico y esteárico; por consiguiente, el sebo consta de margarina, oleina y estearina. Se aísla la estearina del sebo mediante la esencia de trementina: *la estearina* se presenta bajo la forma de láminas blancas, fusibles entre 60 y 62°, solubles en el alcohol hirviendo; su composición más probable es (C¹⁴H¹⁴O¹²). Se obtiene *el ácido esteárico* (C¹⁸H³⁶O⁴) del bi-estearato de potasa, resultante, á su vez, de la descomposición por un exceso de agua del jabón, de sebo: el ácido esteárico cristaliza en agujas brillantes solubles en alcohol y éter, y en fin, fusibles á 70°. Sometido á la acción del ácido nítrico, produce dos series de ácidos volátiles.

Saponificando, por medio de la cal, el sebo, resulta un producto; que podremos considerar como la primera materia destinada á la fabricación de las bujías esteáricas: la descomposición del jabón calcáreo se efectúa después mediante el ácido sulfúrico; produciéndose sulfato de cal y quedando en libertad los ácidos grasos del jabón. Sometidos estos á la prensa hidráulica, se separan en ácido oléico, que siendo líquido, fluye y queda eliminado, y en ácido esteárico unido y un poco de ácido margárico.

Se fabrican las bujías fundiendo los ácidos anteriores en moldes de dobles paredes, calentados mediante el vapor: pueden fabricarse igualmente bujías de calidad inferior, pero mejores que las velas de sebo ordinarias, utilizando toda clase de grasas, aun las más fétidas, á cuyo fin se los saponifica mediante el ácido sulfúrico, con lo cual quedan los ácidos libres, destilándolos después por una corriente de vapor á gran tensión y temperatura.

El aceite de palma posee la consistencia de la enjundia; es amarillo rojizo; funde entre 27 y 50°, y contiene gran cantidad de tripalmitina.

La manteca ordinaria es uno de los cuerpos grasos más

complejos, pues segun parece se halla constituida por nueve sustancias, entre las que muchas, al saponificarse, dejan en libertad ácidos fétidos; esto esplica el enranciamiento de la manteca; el punto de fusion de esta es por lo general 55° . La *esperma de ballena* se halla al estado liquido en las cavidades de la cabeza del cachalote; muerto el animal, se solidifica la esperma, la que puede purificarse cristalizándola repetidas veces en alcohol, en cuyo caso recibe el nombre de *cetina* ($C^{64}H^{64}O^4$). Este cuerpo se saponifica dificilmente, poniendo en libertad varios ácidos y una base semejante á la glicerina, denominada *etal* ($C^{32}H^{32}O^2$), el cual goza de todas las propiedades fundamentales del alcohol, con quien es homólogo.

La *cera comun* forma los alvéolos en donde se halla la miel; funde á 68° y está formada de cerina, ceroleina y miricina; la *cerina* ($C^{54}H^{54}O^4$) es un ácido que funde á 74° ; la *ceroleina* funde á 29° , y en fin, la *miricina* lo efectúa á 72° : esta se saponifica dificilmente, produciendo *ácido palmítico* ($C^{32}H^{32}O^4$) y una especie de alcohol denominado melisina.

Suele falsificarse la cera con ácido esteárico, lo cual se reconoce disolviendo la cera en el alcohol y filtrando el liquido despues del enfriamiento; si el producto opalinea por la accion del agua, debe creerse en dicho fraude.

La cera de la China es elaborada igualmente por insectos, como la cera ordinaria, por la saponificacion se desdobra en ácido cerótico homólogo del ácido acético ($C^{54}H^{54}O^4$) y en cerotina ($C^{54}H^{50}O^2$) homóloga del alcohol. La cera del Japon no es más que la palmitina.

Los jabones son sales constituidas por ácidos grasos; por consecuencia; debe haber tantos jabones como bases existan, pues aquellas que no puedan servir por su insolubilidad á la saponificacion directa, pueden sin embargo, verificarlo por doble descomposicion. Los jabones á base de potasa son generalmente blandos y duros los de sosa. Los jabones transparentes no son más que disoluciones alcohólicas y concentradas de jabon bien seco, practicadas en caliente y endurecidas por el tiempo.

El principio péctico, asociado al protéico, es segun parece quien constituye la sustancia fundamental de los tegidos vegetales: se obtiene la *pectina*, tratando por alcohol el zumo de

las peras maduras ó cualquier otro fruto, su fórmula es ($C^{64}H^{48}O^{64}$); sometida á una ebullicion prolongada, se transforma en para-pectina. La pectina parece proceder de la pectosa, principio inmediato de los frutos verdes.

Hay gran semejanza entre la maduracion de los frutos y la transformacion de la pectosa en pectina: las gelatinas vejetales están constituidas por ácido pectósico y péctico, procedentes de la accion de la pectasa sobre la pectina.

La celulosa, tal como ha sido considerada hasta el dia, es decir, constituyendo todo el tejido celular menos los cuerpos estraños que le acompañan, no es una especie única. Segun Fremy existen muchas clases de celulosas, pero solo debe darse en rigor ese nombre á la que sea soluble en el reactivo de Schweitzer, ó lo que es lo mismo, en la disolucion concentrada de óxido de cobre en el amoniaco; de esta manera quedan incluidas, como verdadera celulosa, el algodón y las fibras corticales; siendo por el contrario eliminadas por esta clase el papel de arroz y las fibras leñosas.

El trapo viejo, algodón y el papel blanco, privados de las impuridades que les acompañan, mediante la accion sucesiva de los álcalis, ácidos, amoniaco, alcohol y éter, representan la celulosa pura, soluble en líquido cúprico amoniacal, y en fin, pudiéndose convertir en glucosa por la accion prolongada de los ácidos.

Se distinguen en los tegidos la celulosa (lino, algodón, cáñamo de la lana ó seda), mediante la sosa ó potasa cáustica é hirviendo, que solo disuelven los filamentos de naturaleza animal; el cloruro estánnico sirve igualmente para el mismo objeto, puesto que bajo la influencia del calor ennegrece los filamentos vegetales, dejando intactos los de seda y lana; el sulfato níquelico amoniacal disuelve la seda y no la celulosa; se distingue el lino ó hilo, del algodón, hirviéndole algunos minutos con una disolucion concentrada de potasa cáustica, el lino y sobre todo el cáñamo, adquieren prontamente un color amarillo, mientras que permanece intacto el algodón; el plombato de sosa ennegrece la lana, y no la seda; el reactivo cúprico amoniacal disuelve ambas, pero la lana solo en caliente; y en fin, el ácido nítrico disuelve la seda en frio y deja intacta la lana.

Los trapos y demás restos filamentosos vegetales, son la primera materia que sirve para la fabricacion del papel; se la lixivia y divide todo lo posible para que sus fibrillas puedan decolorarse y convertirse en pasta, de una manera perfecta.

Se obtiene *el algodón pólvora ó la piroxilina*, sumergiendo el algodón cardado en una mezcla de nitro y ácido sulfúrico; es muy explosivo é inflamable á temperaturas que varían entre 100 y 150°; soluble en el éter un poco alcoholizado, y en fin, su composicion es tal que puede ser considerado como celulosa pentanitrada ($C^{24}H^{15}(NO^5)^5, 2HO$). Los cuerpos reductores le transforman en algodón ordinario: se ha querido, aunque inútilmente, sustituia la pólvora de guerra por la piroxilina; en cambio puede reemplazar con ventaja á la de mina; sirve para la preparacion del colodion.

El almidon, el azúcar, la goma, la manita y la glicerina forman con el ácido nítrico combinaciones muy combustibles y congéneres del algodón pólvora.

Se admite que todos los tegidos que constituyen la madera, así como los órganos vegetales son celulosa más ó ménos incrustada de diferentes sustancias, cuyo conjunto ha sido denominado celustasa. Segun Fremy, tantos los vasos leñosos (vasculosa) como la sustancia utricular ó celular (paracelulosa), y en fin, las fibras leñosas (fibrosa) son isómeras de la celulosa.

Las propiedades de la madera varían segun las especies, razon por la que se la ha dividido en madera blanda, dura, de trabajo y resinosa: la madera concluye por alterarse más ó ménos tarde, siendo los principios hidrogenados que contiene la causa determinante de su alteracion: al alterarse la madera se humifica, aumentando por esta causa su cantidad de carbon, es decir, apareciendo predominante un exceso de él; el ácido húmico representa el último grado humificacion.

Puede conservarse la madera, inyectando líquidos antisépticos que coagulando los principios nitrogenados que contiene, paralicen las causas primeras de su alteracion; para esto puede inyectarse la madera, aprovechando la aspiracion vital de la misma, sea por desalojamiento, ó bien bajo la influencia del vacío y la presión. La madera empieza á alterarse á 150°, y se convierte en carbon á 550°: á esta temperatura puede sumi-

nistrar 50 por 100 de carbon. Se obtiene solo en la práctica 16 á 18 por 100, por la sencilla razon de que se calienta demasiado la madera: la inflamabilidad del carbon está en razon inversa del calor que ha sufrido para su fabricacion. El método más ordinario para fabricar el carbon está fundado en la combustion de una parte de la madera, para que el calor desprendido en ella sirva para descomponer la otra parte; este método se denomina *carbonizacion en los bosques, montes y praderas*.

Acido acético. Puede obtenerse el ácido acético ordinario ó vinagre, bien sea agitando sucesivamente y á largos intervalos, el vino contenido en toneles en donde el aire circule á la temperatura de 50 á 55°, ó dirigiendo á través de virutas de haya roja, alcohol muy diluido, ó bien en fin, por la destilacion de la madera. Cuando resulta el vinagre poco ácido, se suele falsificar añadiéndole ácido sulfúrico ó clorhídrico. Se reconocerá el fraude, haciendo hervir durante 20 ó 30 minutos, medio gramo de fécula en un decilitro del vinagre sospechoso; si el liquido enfriado no se colora en azul por la accion del iodo, el vinagre está falsificado.

Se obtiene el vinagre químicamente puro ($C^4H^4O^4$) destilando biacetato de potasa; el ácido acético puro reducido á su *maximum* de concentracion, cristaliza á unos 16°; hierva á 120°, y su vapor es inflamable. Calentado éste al rojo oscuro, produce entre otros cuerpos, acetona: sometido á la accion del cloro, el ácido acético cambia tres moléculas de hidrógeno por tres de cloro, sin perder ninguna de sus propiedades químicas; cuyo hecho constituye uno de los ejemplos más notables de sustitucion química. Haciendo actuar el ácido acético sobre el litargirio, se obtiene el acetato neutro de plomo, ó sal de Saturno ($PbO, C^4H^3O^3 + 5ag$) en prismas derechos romboidales, efflorescentes y fusibles á 190°.

Se prepara el *acetato tribásico de plomo* ($PbO^3, C^4H^3O^3 + ag$), haciendo hervir el acetato neutro de plomo con litargirio. Se obtiene el extracto de Saturno (mezcla de acetato sexquibásico y tribásico de plomo), haciendo digerir una parte de litargirio en $5 \frac{1}{2}$ partes de agua donde previamente se hayan disuelto dos partes de acetato neutro de plomo.

Empleo terapéutico del acetato tribásico de plomo, modo de administrarlo y dosis. No se usa más que disuelto en el agua

ordinaria: hay entonces un precipitado más ó menos abundante. Dicha agua se administra exteriormente todos los dias en las contusiones, fracturas, etc. Se usa tambien como astringente y resolvente. Las inflamaciones de erisipela dependientes de causas externas, ceden casi siempre mediante el empleo de este cuerpo. Se usa tambien disuelto en el agua ó en un liquido apropiado, pero sin accion sobre él desde, \mathfrak{zj} á \mathfrak{vj} en $\mathfrak{f}\mathfrak{ij}$ de agua y aun más, segun las circunstancias. Incorporado al cerato, constituye el cerato de Goulardon. Esta preparacion farmacéutica, ha producido muy buenos resultados en las personas, que durante el verano, les sudan mucho los pies; padeciendo mucho la piel de éstos, casi les impide andar; entonces se dan fricciones mañana y tarde con el cerato de Goulardon en las plantas de los pies.

Si se satura el ácido acético con el óxido de cobre y se hace cristalizar el liquido, se obtiene el *acetato neutro de cobre* ($\text{CuO}, \text{C}^{\text{A}}\text{H}^{\text{3}}\text{O}^{\text{3}} + \text{ag}$); hermosa sal verde y efflorescente, que dá por destilacion acetona y ácido acético concentrado. En fin, mezclando una disolucion de sulfato de alúmina con otra de acetato de plomo, se obtiene por doble descomposicion, acetato de alúmina ó sea el mordiente más usado para la impresion de las telas.

Saturando el ácido acético cristalizable, por el gas amoniaco, se obtiene el *acetato de amoniaco* ($\text{NH}^{\text{3}}\text{HO}, \text{C}^{\text{A}}\text{H}^{\text{3}}\text{O}^{\text{3}}$), cuya disolucion acuosa, fué conocida antiguamente con el nombre de Espiritu de Minderero: destilada bruscamente produce la acetamida.

Empleo terapéutico del acetato de amoniaco y modo de administrarlo. Ejerce en la economia una accion estimulante muy pronunciada. Se recomienda su uso en determinados casos de gota, reumatismos crónicos y en algunas afecciones cutáneas rebeldes. Se administra con buen éxito en los casos de embriaguez y tambien para combatir los violentos cólicos que se desarrollan en algunas mujeres despues de la menstruacion: tambien se han obtenido muy buenos resultados en los casos de menstruacion dificil y en la ninfomania. Es considerado como un sedativo del aparato genitario. Se ha prescrito con buenos resultados en las fiebres tifoideas de los campos, hospitales, etc. Como excitante y diurético, se dá de \mathfrak{zj} á $\mathfrak{z}\mathfrak{ij}$ dia-

riamente y en un vehiculo apropiado; como emenagogo y para combatir la embriaguez, se administra de 30 á 40 gotas en un vaso de agua azucarada.

Los antiguos químicos daban el nombre de *tierra foliada de tartaro* al acetato de potasa ($KO, C^4H^3O^3$) que preparaban descomponiendo el carbonato de potasa por el ácido acético: su aspecto es foliáceo, untuoso al tacto y muy delicuescente: destilado con el ácido arsenioso, dá origen al licor fumante de Cadet, formado en parte de *cacodilo*.

Empleo terapéutico del acetato de potasa y dosis en la administracion del mismo. A dosis pequeñas es diurético, prescribiéndose como tal para las hidropesías, ictericia, etc. A dosis más crecidas obra como purgante, se emplea como disolvente en las obstrucciones del bajo vientre. Como diurético se le receta de \mathfrak{ij} á \mathfrak{ij} en disolucion, varias veces al dia; como purgante de \mathfrak{iv} á \mathfrak{zj} pudiendo aumentar la dosis.

El ácido fórmico ($C^2H^2O^4$), puede obtenerse oxidando las sustancias azucaradas ó amiláceas, ó calentando una mezcla de glicerina y ácido oxálico: este ácido hierve á 100° y sus vapores son inflamables: reduce las sales de plata y de mercurio; y en fin, convierte el cloruro mercurico en protocloruro, ó calomelanos.

Así como el ácido fórmico calentado en tubos cerrados á la lámpara, se desdobra en agua y en óxido de carbono, así tambien el óxido de carbono colocado en idénticas circunstancias y en presencia de la potasa húmeda, se combina con los elementos del agua y vuelve á regenerar el ácido fórmico.

El ácido piroleñoso, ó alcohol metílico ($C^2H^4O^2$) se extrae del espíritu de la madera del comercio, á cuyo fin se mezcla dicho producto comercial con el doble de su peso de cloruro de calcio fundido y pulverizado, con lo que forma el alcohol metílico un compuesto cristalino que resiste á la temperatura de 400° sin descomponerse: hecho esto, se calienta al baño de Maria para destilar la mayor parte de los productos extraños que le acompañan. El residuo, que es la combinacion de cloruro de calcio y alcohol metílico, se descomponé en contacto del agua restando únicamente destilar la mezcla acuosa para obtener el alcohol en cuestion: se le priva del agua repitiendo las destilaciones sobre la cal viva.

La densidad del alcohol metílico puro es $= 0,793$, y la de su vapor $= 1,12$.

Aun cuando el ácido piroleñoso es sin duda alguna el más importante de todos los productos de la destilación de la madera, sin embargo, no podemos menos de mencionar aquí también otro producto de igual origen, la *brea*, no solo por el interés que ofrece como sustancia antiséptica (polvos antisépticos de Corne y Demeaux $= 100$ partes de yeso y 1 á 2 de brea) sino por ser el origen de varios cuerpos, entre los que hay dos, la *parafina* y la *creosota*, de reconocida utilidad.

Se obtiene la *parafina* ($C^{60}H^{90}$) del aceite más denso resultante de la destilación de la brea, ó bien destilando la cera, particularmente la fósil de Moldavia (*ozokerita*), ó bien en fin, destilando una mezcla de cera y de cal.

Laurent ha obtenido por vez primera la parafina de los schistos bituminosos, abriendo desde esta época un nuevo camino de riqueza para la industria, relativamente á esta sustancia.

La parafina cristaliza en hermosas láminas nacaradas, fusibles á $43^{\circ},5$ si procede del aceite de brea, y á $47, 52$, ó 62° si ha sido obtenida de la cera: hierve entre 360 y 380° ; bajo la acción prolongada del ácido nítrico, engendra como los cuerpos grasos, ácidos butírico y succínico; sirve para la confección de bujías semejantes á las esteáricas.

La *creosota* ($C^{26}H^{16}O^4$) es un líquido dotado de un olor muy penetrante, semejante al iodo ó á chinches, hierve á unos 305° , y su densidad es $= 1,33$, puede cambiar la mitad de su hidrógeno por una cantidad equivalente de bromo: reduce por la acción del calor el óxido argéntico; cauteriza los tegidos orgánicos; coagula la albúmina con gran facilidad, á lo que sin duda es debida la propiedad que posee de hacer imputrescible la carne y ser uno de los mejores antisépticos conocidos. Se extrae la creosota de los aceites de brea más densos que el agua.

Puede obtenerse la *naftalina* ($C^{20}H^8$), purificando la que se deposita en los tubos de condensación de las fábricas de gas del alumbrado procedente de la hulla: la densidad de este cuerpo es $= 1,48$; la de su vapor $= 4,53$; funde á 79° y hierve á 217° .

Destilado el aceite de brea á la temperatura de 50° , suministra un producto que es la *bencina* ($C^{12}H^6$); sustancia que puede obtenerse igualmente destilando el benzoato de cal, ó bien el ácido benzóico mezclado con un exceso de dicha base: la bencina es un líquido de un olor fuerte; no tiene color; su densidad es $= 0,85$; hierve entre 80 y 86° ; tratada por ácido nítrico fumante, se transforma en nitro bencina ($C^{12}H^5(NO^4)$), cuyo compuesto pasa á su vez, por vía de reduccion, al estado de *anilina* ($C^{12}H^7N$), dotada de un olor de almendra amarga. Este producto se usa con frecuencia en la perfumería.

La goma arábiga pura, ó *arabina* ($C^{12}H^{11}O^{11}$) es un producto exudado por la *acacia arábiga*; es insoluble en el alcohol y éter; su disolucion acuosa es levogira; calentada la goma á 150° , se hace insoluble, convirtiéndose en basorina; y en fin, hirviendo durante mucho tiempo una disolucion de goma acidulada con ácido sulfúrico, se obtiene la glucosa. Las propiedades emolientes de las gomas del Senegal son debidas á la arabina.

La *cerasina*, goma exudada por los árboles frutales, es isomera de la arabina, de quien se distingue por su completa insolubilidad; sin embargo, parece que la ebullicion prolongada produce la solubilidad parcial de ella: ambas se transforman en arabina.

El *ácido múcico* ($C^{12}H^{10}O^{16}$), es el producto insoluble de la accion del ácido nítrico sobre las gomas ó sobre el azúcar de leche: se presenta bajo la forma de pequeños cristales blancos, granugientos; es insoluble en el alcohol y biatómico, calentado á una temperatura conveniente, produce un ácido pirogenado (ácido piromúcico $= C^{10}H^4O^6$).

Por lo general, todas las esencias naturales no son más que una mezcla de dos esencias, de las que una es líquida (oleoptena) y sirve de disolvente á la otra sólida y cristalizada (estearoptena): su densidad fluctúa entre $2,50$ y $1,96$; su punto de ebullicion es superior al del agua, la accion prolongada del aire resinifica gran número de esencias, poseyendo muchas la propiedad de condensar el oxígeno antes de resinificarse, y cederle á otros cuerpos capaces de formar con dicho gas, combinaciones inmediatas é íntimas. Las esenciales se dividen en cinco clases, á saber: 1.^a, esencias hidrocarbóna-

das; 2.^a, esencias oxhidrocarbonadas indefinidas; 3.^a, esencias oxhidrocarbonadas que desempeñan el papel de aldehidas; 4.^a, esencias oxhidrocarbonadas ácidas; 5.^a, y en fin, esencias sulfuradas.

Se obtiene *la esencia de trementina* ($C^{20}H^{16}$), hirviendo con agua la resina exudada por varias especies de *pinus*: su densidad es = 0,87; hierve á 155°; calentada á 300° da origen á nuevos agrupamientos isómeros y polímeros; puede combinarse directamente con el agua constituyendo varios hidratos; unida con el ácido clorhídrico produce el alcanfor artificial ($C^{20}H^{16}HCl$).

Se extrae *el alcanfor* ($C^{20}H^{16}O^2$) por sublimación del tronco y ramas del *laurus canfora*; su densidad es = 0,93, la de su vapor = 5,52; funde á 175°, y hierve á 204°.

Se obtiene *la esencia de almendras amargas*, mediante la destilación de la torta de almendras amargas ó de las hojas del laurel cerezo (*laurus cerasus*): purificada representa el hidruro de benzoilo ($C^{14}H^6O^2$); dotado de un olor idéntico al de almendra amarga; su densidad es = 1,045; siendo su punto de ebullición = 180°. A la temperatura del calor rojo, el hidruro de benzoilo se convierte en bencina y en óxido de carbono; el aire le transforma en ácido benzoico ($C^6H^6O^4$) y el ácido nítrico en hidruro de nitrobenzoilo.

Se obtiene *la esencia de mostaza* ($C^8H^5NS^2$) de los granos de mostaza negra; pero debemos advertir que no preexiste en ellos dicha esencia, sino que se forma por la acción recíproca de la miosina y del mironato de potasa, bajo la influencia del agua: esta esencia constituida por el sulfocianuro de alilo, hierve á 148°, y su densidad es = 1,010.

Acción fisiológica de las esencias. Todas son excitantes, difusibles y muy enérgicas; obran unas veces como sudoríficas, otras como tónicas; algunas ejercen su acción estimulante en el útero, facilitando la menstruación ó determinándola. Se prescriben en dosis de 4, 6, ó 10 gotas en un tórmo de azúcar. Se administran frecuentemente en píldoras, ó en fin, se les hace entrar en pociones antiespasmódicas, cuyo vehículo ordinario es el agua destilada y aromatizada.

La colofonia es la porción menos fluida, y filtrada á través de paja, de la esencia de trementina; su fórmula es ($C^{10}H^{30}O^4$)

y está considerada como una mezcla de tres ácidos isoméricos, que son, el silvico, pimárico y pinico.

Se halla el *sucino* en las arenas de aluvion del Báltico, y algunas veces en las capas de lignito: se cree que el sucino no es más, en su origen, que una resina disuelta en una esencia; funde á 237° , y su densidad es $= 1,081$. Por la destilacion del sucino se obtienen, entre otros productos, ácido succinico ($C^8H^6O^8$), fusible á 180° y cuyo punto de ebullicion es 255° : puede prepararse artificialmente el ácido succinico, bien sea sobreoxidando el ácido butirico, ó bien haciendo fermentar el molato de cal.

La *resina copal* fluye de la *hymeneaberrucosa*; se halla formada de cinco resinas diferentes, de las que una sola es neutra. Los bálsamos son resinas disueltas en un aceite esencial, y en donde constantemente existe el ácido benzóico ó cinámico: este se halla en el bálsamo de Tolú, acompañado de dos resinas; que por la destilacion seca producen benzoena ($C^{14}H^8$), y por la accion del ácido nítrico, esencia de almendra amarga.

El *bálsamo del Perú* contiene igualmente ácido cinámico, y dos sustancias que en circunstancias dadas pueden engendrar el ácido cinámico.

El *cautchouc*, ó *goma elástica* (C^8H^7), fluye por incisiones hechas en la *siphonia cautchouc*, y en el *ficus elástica*: el cautchouc puro es blanco y translucido; su densidad es $= 0,925$; entre 45° y 120° se vuelve glutinante, y viscoso á los 155° ; funde á los 200° ; es soluble en algunos carburos de hidrógeno precedentes de la destilacion de la hulla, y sobre todo en el sulfuro de carbono que contenga 6 á 8 centésimas de alcohol anhidro. Impregnada de azufre la goma elástica (cautchouc vulcanizado) adquiere una elasticidad constante muy notable; pudiendo resistir á la accion del frio intenso sin endurecerse.

La *gutta-percha* procede de la *isonandra percha* de Hooker: consta esencialmente de gutta, propiamente dicha, de albano y de fluavila, y en fin, tiene la misma composicion que la goma elástica.

Se obtiene la *salicina* de la corteza del *salix alba* y del *populus tremula*; cristaliza en agujas fusibles á 120° , convirtiéndose en varios cuerpos de más ó menos interés, por la accion de los ácidos; siendo el producto más notable, entre otros, el

originado por la acción del ácido nítrico, con el cual produce la *elicina* ($C^{26}H^{16}O^{14}$).

La mayor parte de las materias colorantes estraidas de los vegetales, desarrollan su color bajo la influencia del oxígeno del aire, es decir, del mismo agente que ayudado por la luz y el calor, puede decolorarlas: las sustancias tintoriales se alteran igualmente por la acción de los ácidos enérgicos y de los álcalis, habiendo muchas que lo son igualmente por los agentes reductores.

El añil ó indigo del comercio, se estrae del *poligonum tinctorium*: su principio más puro, la indigotina ($C^{16}H^8NO^2$) puede ser aislado por la sublimación del añil. El ácido sulfúrico forma con el indigo tres ácidos, el sulfopurpúrico ($C^{16}H^8NO^2SO^2$), el sulfoindigótico ($C^{16}H^4NS^2O^7, HO$) y el hiposulfoindigótico: el ácido nítrico quema una parte del carbono correspondiente al añil, transformándole en ácido indigótico ó anílico ($C^{14}H^8NO^{10}$).

El tornasol se prepara con líquenes (*croton tinctorium*): su principio dominante es la orceína ($C^{14}H^8O^4$), sustancia que funde á 100° y destila á 237° .

La rubia ó raíz de la *rubia tinctorium*, contiene varias materias colorantes, entre las que hay tres de interés y bien definidas, á saber; la alizarina ($C^{20}H^8O^6$), que cristaliza en agujas volátiles de un hermoso color rojo; la purpurina ($C^{18}H^8O^6$), sustancia amorfa de color rojo vivo y fusible á 225° ; y en fin, una materia rojiza que por la sublimación produce cristales de un hermoso color amarillo rojizo.

La hematina ($C^{16}H^8O^7 + 2ag$) procede del leño de campeche (*hematoxilum campechianum*): por la acción simultánea del aire y del amoniaco se transforma en hematina ($C^{16}H^8O^6$), sustancia cristalina, de color negro violáceo y lustre metálico.

Las flores del *carthamus tinctorius* ó cártamo, suministran la *carthamina* ($C^{14}H^8O^7$), sustancia que por la acción del oxígeno pierde hidrógeno y se peroxida, constituyendo un nuevo cuerpo que tiene por fórmula ($C^{14}H^5O^{10}$).

La cochinilla es un insecto que se halla sobre los nopales, y produce dos ácidos carmínicos de la fórmula ($C^{18}H^8O^{10}$, y $C^{18}H^8O^{14}$): ambos son cristalizables y pueden eterificarse, y en fin, toman un color azul por la acción del amoniaco, dando origen á la carminamida.

El carmin es una mezcla de ácido carminico y de varias sustancias grasas y albuminoideas.

La quercitrina ($C^{38}H^{20}O^{22}$) es el principio colorante de la *quercus tinctoria*: los álcalis la enverdecen primeramente, convirtiéndola después en una sustancia amarillo-rojiza; el ácido sulfúrico débil la transforma en quercitina ($C^{26}H^{10}O^{12}$), y en glucosa.

Los mordientes (derivado del latin *mordere*) más empleados, son; las sales á base de alúmina, hierro, cobre, estaño ó plomo: unas veces se asocia el mordiente á la materia colorante, y otras se prepara la tela con ellos y luego se introduce en el baño tintorial adicionado del mordiente: cuando las sustancias colorantes son insolubles en agua, se las hace solubles por medio de los álcalis. La temperatura de los baños tintoriales varia segun la especie de materia colorante empleada.

El hipoclorito de cal es actualmente el principal agente de blanqueo, sobre todo para las telas de algodón, lino y cáñamo: la seda se blanquea mediante disoluciones de jabon, sucesivamente aplicadas y con diferentes grados de concentracion; y en fin, las fumigaciones de ácido sulfuroso completan dicho blanqueo. La lana se desgrasa por los álcalis; se blanquea con el ácido sulfuroso y se suaviza mediante baños de jabon.

Se estrae el tannino ó ácido tánnico ordinario ($C^{54}H^{22}O^{34}$), lixiviando las agallas con el éter del comercio; el tannino ó ácido tánnico es un cuerpo inercristalizable; precipita casi todas las disoluciones metálicas; forma la tinta ordinaria asociado con las sales férricas, posee una afinidad especial por el dermis de los animales, y se convierte por la oxidacion en ácido gálico. Abandonada durante algun tiempo al aire libre y á la temperatura de 25 á 50°, una infusion espesa de agallas, se cubre de pequeños cristales de ácido gálico ($C^{14}H^6O^{10} + 2ag$): cuyo ácido no precipita la gelatina, como el tannino, pero si las sales férricas. Es un ácido triatómico; destila á 200°, transformándose en ácido pirogálico y carbónico.

Empleo terapéutico del ácido tánnico. Todas las sustancias astringentes como el cachunde, nuez de agallas etc., le deben sus propiedades medicinales. Interiormente se administra en las diarreas crónicas, en la dosis de uno á cuatro granos en los

niños y de 10 á 15 en los adultos: en hemorragias graves á la dosis de dos granos cada dos horas hasta haber tomado 72 ú 80 granos: en las blenorragias crónicas, catarros pulmonales á la dosis de 20 á 25 granos diariamente, continuándose la administracion durante uno ó dos meses. Se administra tambien como antidoto de las preparaciones de antimonio. Exteriormente en gargarismos se dá á la dosis de $\overline{\text{ij}}$ en media libra de agua en las flegmasias crónicas de la mucosa de la boca y laringe: en polvo, á modo de tabaco, en las epistaxis (hemorragias de la nariz) rebeldes y corizas, agudas ó crónicas. Puesto en contacto con el estómago no produce efectos perjudiciales aunque dicho órgano esté irritado: Mr. Cavarra, ha observado constantemente que el ácido tánnico ejerce en la economía viva la misma accion que en los tegidos muertos en los cuales produce una gran contraccion en sus poros haciéndolos impermeables ó á lo menos muy dificilmente permeables al agua. El mismo lo ha administrado en pildoras que se toman mañana y tarde; las formula así: \mathcal{R} ácido tánnico puro; ij granos jarabe común qs . para ocho pildoras, asegura haber obtenido muy buenos efectos en la tisis pulmonar y en las toses nerviosas.

El ácido pirogálico ($\text{C}^{12}\text{H}^6\text{O}^6$) cristaliza, unas veces en agujas, y otras en láminas blancas; funde á 115° , y se sublima á 210° ; colora en rojo oscuro las sales férricas, y en azul intenso las ferrosas; puesto en contacto con los álcalis, absorbe rápidamente el oxígeno del aire y se transforma en pirogalleina ($\text{C}^{36}\text{H}^{20}\text{N}^6\text{O}^{20}$); destilado á 250° , se desdobra en agua y en ácido metagálico ($\text{C}^{12}\text{H}^4\text{O}^4$): la luz no ejerce accion alguna sobre dicho ácido.

Puede extraerse el *ácido ellágico* ó bezoárdico, de los bezoares orientales; se forma al mismo tiempo que el ácido gálico, en las agallas húmedas y fermentadas; se presenta bajo la forma de un polvo cristalino de color gris amarillento.

Se denominan cueros á aquellas pieles en que la sustancia animal se ha hecho imputrescible bajo la influencia del tannino, del que se hallan impregnadas: antes de curtirse las pieles deben privarse del pelo, y en seguida macerarlas durante cinco meses ó dos años con la sustancia curtiente, que no es otra sino la corteza de encina bien pulverizada. Han sido in-

útiles todas las tentativas encaminadas á abreviar el curtido de las pieles. Los tafletes son pieles de cabra ó de carnero curtidos con zumaque: las pieles denominadas *cuero de Rusia*, se curten con una decoccion de corteza de saúce. Las pieles pueden hacerse imputrescibles sin recurrir al curtido ordinario; á cuyo fin se usan las sales aluminicas, aceite de pescado y sebo.

Se obtiene el *ácido málico* ($C^8H^6O^{10}$), bien sea de las bayas del sorbier, bien del jugo de ruibarbo, ó bien, en fin, tratando con asparagina por el ácido nítrico: este ácido, biatómico, cristaliza en prismas de cuatro á seis caras, y es fusible á 85° , su disolucion desvía, por lo regular, el plano de polarizacion de la luz polarizada; y en fin, no precipita el agua de cal.

Se extrae el *ácido tártrico* ($C^8H^6O^{12}$) del crémor tártaro ó bitartrato potásico: este ácido es biatómico, y cristaliza en prismas oblicuos de base romboidal; su densidad es $= 1,75$; el del comercio es dextrogiro, pero puede prepararse levogiro ó inactivo; no ejerce accion ni sobre el cloruro de calcio ni sobre el nítrato cálcico; pero abandonado el contacto del agua de cal, forma un precipitado cristalino de tartrato cálcico, soluble en un exceso de ácido. Este ácido se altera por la accion del calor, y entre 170 y 500° , engendra seis ácidos diferentes.

Empleo médico del ácido tártrico. Disuelto en una cantidad crecida de agua constituye una limonada excelente que se administra diariamente en medicina como temperante de las irritaciones gástricas. Si se tomara concentrado obraria del mismo modo que los ácidos minerales, inflamando más ó menos enérgicamente la mucosa gastro-intestinal.

El bitartrato potásico ($KO,HO,C^8H^4O^{12}$) ó crémor tártaro, se precipita espontáneamente durante la vinificacion del zumo de la uva: ofrece el aspecto de prismas oblicuos de base romboidal; se disuelve en 240 partes de agua á 10° , y en 15 de agua hirviendo; por la calcinacion deja un residuo de carbonato potásico, mezclado con carbon (flujo negro); calcinado con nitro, se convierte en carbonato potásico sin carbon, es decir, incoloro (flujo blanco). Reemplazando en el bitartrato potásico la molécula de agua por el óxido de antimonio, resulta el *emético* ó tartrato de potasa y antimonio (KO,ShO^3 ,

$C^7H^4O^{10} + 2ag$): se prepara este compuesto; hirviendo partes iguales de óxido antimónico y crémor tártao en cinco ó seis partes de agua; evaporada la disolucion, se obtiene la sal cristalizada por enfriamiento. El emético se deshidrata á 100° , perdiendo á 223° dos moléculas de agua, cuyo hidrógeno procede de la molécula tártrica: el emético puede cambiar la potasa por otra base equivalente, dando origen á un emético correspondiente á dicha base.

Empleo médico del bitartrato de potasa. No se usa más que el crémor tártao soluble. La accion de esta sustancia varia con relacion á la dosis de administracion. En dosis pequeñas es absorbido y obra como temperante, empleándose como tal en la ictericia, fiebres pútridas, etc. A más altas dosis obra sobre la mucosa intestinal. Se emplea frecuentemente como purgante, pues, su sabor no es desagradable. Como temperante se le prescribe de \mathfrak{v} ij á \mathfrak{iv} en \mathfrak{ss} de agua modificada convenientemente; como purgante de \mathfrak{v} ij á \mathfrak{z} ij en un electuario apropiado.

El crémor tártao soluble ($KO, BoO^3, C^8H^4O^{10}$) es el emético, en el cual todo el óxido antimónico (SbO^3) ha sido reemplazado por el ácido bórico BoO^3 : se prepara hirviendo el crémor y el ácido bórico; á 285° esta sal pierde los elementos de dos moléculas de agua, cuyo hidrógeno pertenece al grupo tártrico, quien por otra parte permanece intacto: *el ácido piro tártrico* ($C^{10}H^8O^8$) se origina durante la destilacion lenta de una mezcla de ácido tártrico y piedra pomez; este ácido se presenta en prismas oblicuos solubles en alcohol y éter, fusibles á 10° y capaces de entrar en ebullicion á 19° . La disolucion de este ácido, que es biatómico, no enturbia el agua de cal.

Liebig ha obtenido artificialmente el ácido tártrico por la accion del ácido nítrico sobre la lactina.

Calentando durante algun tiempo y á la temperatura de 170° los tartratos de los alcaloides, puede extraerse un ácido tártrico inactivo á la luz polarizada, así como tambien al ácido racémico, isomérico cuando está deshidratado ($C^8H^6O^{12}$) con el ácido tártrico.

El ácido cítrico ($C^{12}H^8O^{14} + 2ag$) se extrae del zumo de limón ó cidra. Cristaliza en prismas oblicuos de cuatro lados, insolubles en éter, solubles en agua, y formando con la cal un precipitado blanco, pero solo por la ebullicion, no en frio;

neutralizado el zumo de limon ó cidra por el carbonato cálcico, y descompuesto el precipitado resultante, por el ácido sulfúrico, queda un líquido que por la evaporacion suministra el referido ácido.

Sometido á la destilacion el ácido citrico, hasta que aparezcan estrias oleosas en el recipiente, se obtienen los ácidos aconitrico, itacónico y citracónico, etc.

Se obtiene el ácido oxálico, tratando el almidon ó el azúcar por el ácido nítrico, ó bien del zumo de acederas, donde existe al estado de oxalato de potasa: el ácido oxálico cristaliza en prismas cuadrangulares y oblicuas; calentado á 130°, se descompone, asi como igualmente lo efectúa en presencia del ácido sulfúrico, desdoblándose en volúmenes iguales de óxido de carbono y ácido carbónico; calentado á 100° con la glicerina, produce ácido carbónico y ácido fórmico. El ácido oxálico es biatómico, y por lo tanto debe duplicarse su fórmula ordinaria, que es $= (C^2HO^4)$: el bioxalato de potasa, que es el más importante de todos los alcalinos, tiene por fórmula $(KO, HO, (C^2O^3)^2 + 2ag)$; cristaliza en prismas romboidales oblicuos y diáfanos. El oxalato neutro de amoniaco, cuya fórmula es $= 2(NH^3, HO, C^2O^3 + ag)$, cristaliza en largos prismas brillantes é incoloros; calentado en una retorta, produce el oxamido $(C^2H^2NO^2)$, y cianógeno (C^2N) ; sirve principalmente para dosificar la cal: el bioxalato de amoniaco cristaliza igualmente en prismas, y produce por la destilacion á 250° oxámido y ácido oxámico $(C^4H^2NO^5, HO)$.

Los alcaloides tienen todas las propiedades fundamentales del amoniaco, y se hallan caracterizados por las reacciones siguientes:

1.ª Las disoluciones de los alcaloides, ó sus combinaciones salinas, forman un precipitado con el cloruro platinico, constituido por un cloruro doble de dicho metal y el alcaloide.

2.ª Son descompuestos por una mezcla de ácido fosfórico y de cloruro antimónico.

Los alcaloides naturales preexisten en las plantas, combinados con ciertos ácidos.

Se obtiene la quinina $(C^{10}H^{14}N^2O^4)$ de la corteza de quina amarilla, hirviéndola con ácido clorhídrico, en cuyo caso se forma clorhidrato de quinina, que tratado por la cal precipita

el alcaloide. La quinina es mas soluble en el alcohol y en éter que en agua: calentada en contacto de la potasa, produce varios compuestos, de los que el más notable es la quinoleina ($C^{36}H^{14}N^2$). Sus disoluciones son levogiras; enverdecen por la accion sucesiva del cloro y del amoniaco, y en fin, toman color rojo cuando se tratan por cloro y ferrocianuro potásico.

El sulfato de quinina ($C^{40}H^{24}N^2O^4, HO, SO^3 + 7ag$) cristaliza en agujas blancas sedosas eflorescentes al aire, solubles en 740 veces su peso de agua á 15° y en 50 partes de agua hirviendo. Calentado el sulfato de quinina, fosforece; su disolucion es levogira, y en fin, se enturbia por los ácidos oxálico, tártrico y gállico, siempre que estos líquidos sean concentrados, y se agite la mezcla durante algun tiempo: el sulfato de quinina goza de eminentes facultades antiperiódicas; suele adulterarse con sulfato de cal, salicina, ácidos grasos, almidon, azúcar, etc. La quina gris sirve para obtener la cinconina, en razon á predominar en ella dicho alcaloide: se obtiene como la quinina. La cinconina ($C^{40}H^{24}N^2O^2$) cristaliza en prismas cuadriláteros, muy refrigerentes, poco solubles en el agua hirviendo, algo en el alcohol y casi nada en éter: destilada con la potasa, dá origen á varios alcaloides, entre los que abunda igualmente la quinoleina. El sulfato de cinconina, y el de quinoindina suelen estar asociados al de quinina, sobre todo cuando este alcaloide ha sido estraído de ciertas variedades de quina: se conoce la mezcla mediante el éter.

Accion fisiológica de la quinina y del sulfato de quinina.

Ingerida en el estómago produce una sensacion de calor y pesadez en la region del epigastrio. Administrada la quinina ó el sulfato de la misma base en dosis crecidas ocasiona fenómenos cerebrales como zumbidos en los oidos, desvanecimientos, vertigos etc. Segun Bretonneau, despues de absorbidos, estos medicamentos ocasionan movimientos febriles. El sulfato de quinina no suele producir vómitos, pero en cambio provoca diarreas abundantes.

Empleo terapéutico, dosis, y modo de administrar la quinina y su sulfato. El sulfato de quinina sustituye con grandes ventajas á esta base como febrifugo y antiperiódico, pero no puede sustituirla del mismo modo como tónico. Dichos medicamentos no tan solo pueden curar las intermitentes, si no que

también precaverlas con facilidad. Para esto basta tomar de cuando en cuando alguna cantidad de dichos medicamentos. Como tónica, la quinina, no deberá emplearse en dosis que pasen de $\frac{1}{2}$ á 1 grano en $\frac{3}{5}$ j de vino dándose al enfermo dos ó tres cucharadas cada día: como febrifugo se disolverá en 3 ó 4 $\frac{3}{5}$ de vino la cantidad de quinina que haya de administrarse y se hará tomar de una sola vez. El sulfato de quinina se receta en las mismas dosis.

La morfina, ($C^{34}H^{19}NO^6 + 2ag$) se estrae del opio, en donde existe al estado de meconato de morfina; se presenta este alcaloide bajo la forma de prismas brillantes, correspondientes al sistema rómbico, solubles en 100 partes de agua hirviendo, en 20 de alcohol caliente, y casi insolubles en el agua fría y éter: puestas en contacto sus disoluciones salinas, con el ácido iódico, producen una coloración roja oscura, desprendiendo los dos el olor característico del iodo.

Las sales de morfina más frecuentemente usadas, son: el sulfato, acetato é hidrociorato.

Lo codeína ($C^{36}H^{21}NO^6 + 2ag$) se estrae igualmente del opio, al mismo tiempo que la morfina, de la que puede eliminarse mediante el amoniaco: cristaliza en el sistema rómbico; es soluble en 80 partes de agua fría y en 20 de agua caliente, y sus disoluciones precipitan por una infusión de nuez de agallas.

Tratada la nuez vómica, en caliente, con agua acidulada con el ácido sulfúrico, abandona dos alcaloides, la estriénina y la brucina, que pueden separarse por el alcohol, supuesto que este disuelve con más facilidad á la brucina: la estriénina ($C^{42}H^{22}N^2O^4$) cristaliza en exaedros de base rectangular, ó en prismas de cuatro lados terminados por pirámides; es poco soluble en agua, pero mucho en las esencias; su sabor es muy amargo; destilada con potasa, produce la quinoleína; rociada con unas gotitas de ácido sulfúrico, y mezclada con sobreóxido de plomo (pardo de pulga), toma un hermoso color azul que pasa rápidamente á violeta, rojo, y en fin, amarillo. La estriénina es muy venenosa.

La brucina ($C^{46}H^{26}N^2O^8 + 8ag$) cristaliza en prismas derechos á base romboidal; es insoluble en el éter, pero lo es mucho más en alcohol y agua, lo cual no sucede con la estriénina; el ácido nítrico la hace adquirir un color rojo de sangre, y

hervida con él dá origen al nitrito de metilo. Su accion tóxica es mucho menos enérgica que la de la estriquina.

Tratado sucesivamente el extracto de hojas de tabaco por la potasa y éter, abandona la *nicotina* ($C^{10}H^{14}N^2$), que en este estado se presenta bajo la forma de un líquido oleaginoso, incoloro, de una densidad = 1,024, y en fin, que hierve á 250°; su sabor es muy acre; su olor fuertísimo y su vapor irrespirable, muy irritante y en extremo venenoso. La nicotina es muy soluble en agua, alcohol y éter; adquiere color al contacto del aire; su disolucion precipita en amarillo rojizo al cloruro áurico, siendo el precipitado soluble en un esceso de reactivo; precipita igualmente en azul, que pasa con rapidez á verde, al cloruro de cobalto, pero con la circunstancia de que el precipitado no se redissuelve, como en el caso anterior, en un exceso de reactivo; en fin, vertida en el agua iodurada, la nicotina produce un precipitado amarillo característico. El tabaco ordinario debe una parte de sus propiedades á la presencia de la nicotina: las hojas de tabaco, préviamente humedecidas con agua salada, se amontonan y se las dispone de este modo á una especie de fermentacion que dura cinco ó seis meses; en seguida se pulverizan y someten á una segunda fermentacion, cuyo periodo suele ser de nueve á diez meses; y por último, se las deja orear por cuatro ó seis semanas. Preparadas de esta manera las hojas de tabaco, sirven para la elaboracion de rapé.

En cuanto al tabaco destinado para fumar, se comienza por someterle á un principio de torrefaccion á 120°, pero despues de haber sido antes aplastadas mecánicamente dichas hojas y humedecidas con agua salada. Para la confeccion de los cigarros, se procura elegir, respecto al interior la mejor clase de hojas, y para el exterior las de mejor aspecto; unas y otras se someten á una locion prévia con agua salada, y se las priva de los tallos y venas más gruesos. Elaborados los cigarros, se desecan á 20 ó 24° durante ocho dias, y en fin se introducen en cajas, ó empaquetan.

El descubrimiento del primer alcaloide artificial, debido á Dumas y Pelouze, data de 1833. Posteriormente, ha ido cada vez en aumento el número de estos compuestos, pudiéndose ya en el dia metodizar su obtencion general, por los procedimientos siguientes:

- 1.º Reduccion de los hidrógenos nítrico-carbonados (Zinin).
- 2.º Descomposicion de los éteres ciánicos por la potasa (Würtz).
- 3.º Accion de los éteres haloideos sobre el amoniaco y sus derivados (Hoffman).

La *anilina* ($C^{13}H^7N$) es el producto de la reduccion de la nitrobencina ($C^{12}H^5NO^4$), ó bien la porcion de brea que, durante la destilacion de la misma, pasa á la temperatura de 182° , punto de ebullicion de la anilina; la densidad de su vapor es = 3,219, siendo la del citado liquido = 1,028; su propiedad más característica, es comunicar un color azul á la disolucion de los hipocloritos; goza de todas las propiedades químicas de los alcaloides, en especial del amoniaco; finalmente, sirve para la preparacion de dos materias colorantes: la *anhileina* y la *fuchina*.

La formacion de los alcaloides no oxigenados, procedentes del amoniaco y prepados por el método de Würtz, consiste en la inestabilidad de la molécula ciánica; en efecto, al actuar la potasa sobre los éteres ciánicos, produce, en vez de cianatos, amoniaco modificado por el radical alcóhólico del éter. Los alcaloides artificiales descubiertos por Würtz, tienen todas las propiedades químicas comunes á los alcaloides, y poseen además la de asimilar los hidrógenos carbonados de los éteres haloideos, con quien se les ponga en contacto; y en fin, desprenden bajo la forma del éter nítrico, los hidrógenos carbonados constitutivos, cuando son tratados por el ácido nítrico.

Se prepara la etilamina (C^4H^7N), hirviendo el éter ciánico con la potasa ó haciendo pasar gas amoniaco á una disolucion alcóhólica de éter iodhídrico: la etilamina, posee un olor amoniacal marcado; su densidad, es = 0,696; hierve á $18^\circ,7$; siendo la densidad de su vapor = 1,57; se diferencia del amoniaco, en que es combustible y disuelve la alúmina.

Los alcaloides de Würtz, que solo contengan una molécula del radical alcóhólico, pueden asimilarse otra ú otras dos, sometiéndolos á la accion de ciertos éteres haloideos; en cuyo caso, se obtienen dos nuevas séries de alcaloides, de las que una contiene dos moléculas de radicales alcóhólicos, y otras, tres; tales son los alcaloides descubiertos por Hoffman.

Los alcaloides artificiales pueden ser considerados como el

amoniaco, con el que dos ó tres moléculas de hidrógeno son reemplazadas por proporciones equivalentes de grupos moleculares orgánicos.

RESUMEN.

1. La química orgánica tiene por objeto el estudio de las metamorfosis que experimentan las sustancias existentes en los seres organizados, ó aquellas procedentes de ellos: mientras que en el estudio de la química mineral se sigue un orden sintético, en la orgánica se procede por un camino totalmente inverso, esto es analíticamente.

Los cuerpos organizados ú orgánicos se hallan por lo regular constituidos por carbono, hidrógeno, oxígeno y nitrógeno: la análisis inmediata tiene por objeto aislar los cuerpos de las mezclas en que están envueltos, conduciéndoles á su mayor grado de pureza; los disolventes que con este objeto se emplean, son el agua, alcohol, éter, ácido piroleñoso, sulfuro de carbono, bencina y cloroformo. La análisis elemental tiene por objeto el conocimiento de los elementos constitutivos de los cuerpos; comprende tres operaciones sucesivas y distintas; primera, pesar las sustancias secas; segunda, mezclarlas en el tubo de combustion con el óxido de cobre; tercera, verificar la combustion con las precauciones debidas: el hidrógeno se determina bajo la forma de agua; el carbono bajo la de ácido carbónico, el nitrógeno en la de amoniaco, ó bien, al estado de gas, y el oxígeno por diferencia.

Se determina la composición centesimal de una sustancia orgánica, dividiendo por el peso de la porción sometida al análisis, el producto resultante de la multiplicación de 27,27 por el peso del ácido carbónico, y el de 11,11 por el peso del agua obtenida en la análisis: se transforman las relaciones centesimales correspondientes á la acción de una sustancia, en relaciones atomísticas, dividiendo las primeras, es decir, las centesimales, por los equivalentes de los elementos que representan.

2. Se reconocen las sustancias protéicas en las tres reac-

ciones siguientes: primera, en la coloracion roja que ofrecen en presencia del nitrato y nitrito de mercurio; segunda, en la coloracion azul que ofrece su disolucion clorhidrica caliente; tercera, por su conversion en proteina bajo la influencia de los álcalis cáusticos.

La fécula es el principio amiláceo de los tubérculos, así como el almidon es el principio amiláceo de los granos; la fécula se obtiene lavando la pulpa de patata y el almidon, bien sea malaxando la pasta de harina, ó bien sometiendo esta á una maceracion sistemática; uno y otro principio amiláceo son transformados en dextrina por la accion del calor ó del agua caliente; y en fin, producen el compuesto azul de ioduro de almidon en contacto del iodo. La diastasa es una sustancia nitrogenada que se forma durante la germinacion de los granos de cereales y que goza de la facultad de metamorfosear rápidamente el almidon ó fécula en dextrina.

Se prepara la glucosa del comercio mediante la accion del ácido sulfúrico débil sobre la fécula.

El azúcar incristalizable es el principio azucarado existente en varios frutos maduros, tales como las ciruelas, pasas, grosellas, etc.: así como la lactina ó lactosa es el principio azucarado de la leche, de donde puede extraerse evaporando el suero.

Varios son los vegetales y tubérculos que pueden suministrar azúcar de caña; entre los primeros, el más importante es la caña de azúcar, y entre los segundos, la remolacha y la chufa: las principales operaciones que comprende la estraccion del azúcar de caña son: la obtencion del zumo, clarificacion del mismo, formacion de jarabes, y cristalizacion en moldes apropiado. La manita existe en muchas plantas, particularmente en ciertos fresnos de la Europa meridional; puede formarse igualmente en las disoluciones de glucosa sometidas á la accion del fermento láctico.

3. La fermentacion alcohólica, considerada en su condicion más característica, depende de la alteracion que el principio protéico disuelto en el zumo, experimenta bajo la influencia de una corta cantidad de oxígeno; dicha sustancia protéica se modifica y vuelve insoluble, y en fin, pasa al estado de fermento, en cuyo caso goza de la propiedad de cambiar al azú-

car en ácido carbónico y en alcohol, cambiando al propio tiempo su propia naturaleza, es decir, la del mismo fermento.

Segun resulta de los esperimentos de Pasteur, la fermentacion alcohólica no es ni un fenómeno de simple contacto, ó de movimiento comunicado, ni mucho menos un acto correlativo de la destruccion del fermento sino más bien de su organizacion y vida, supuesto que los fermentos se organizan y crecen, y para esto tienen necesidad de asimilarse una parte del carbono del azúcar: en la fermentacion alcohólica del azúcar se forman constantemente, además del alcohol y ácido carbónico (productos principales), ácido succinico, glicerina, y algunas veces ácido láctico y manita.

La panificacion de la harjna, es el resultado de una verdadera fermentacion, en la que la levadura ejerce el papel de fermento y la fécula el de cuerpo fermentescible.

La fabricacion del vino comprende cuatro operaciones; primera, formacion del mosto; segunda, fermentacion (transformacion de la glucosa en alcohol y ácido carbónico); tercera, trasiego; cuarta, envasamiento.

La acidéz del vino es el efecto de la accion prolongada del aire; se corrige mediante el tartrato néutro de potasa; se combate el amargor de los vinos, trasegándolos á toneles azufrados, y en fin, se corrige el enverdecimiento ó la alcalinidad de los vinos, añadiéndolos cierta porcion de ácido tártrico.

La cidra es el producto de la fermentacion de las manzanas.

La fabricacion de la cerveza comprende cuatro operaciones: primera, obtencion del malta, ó sea la germinacion de la cebada, mediante la que se produce la diastasa: segunda, saccharificacion de la parte amilácea de la cebada, mediante esta misma diastasa: tercera, adiccion del lúpulo al mosto, y en fin; la fermentacion del mismo. La cerveza es el más nutritivo de todos los líquidos fermentados á causa de su riqueza en principios albuminoideos.

4. Se determina la riqueza alcohólica de los vinos, separando por destilacion el alcohol que contengan y sometién-dole despues á un ensayo alcohométrico: se obtiene el alcohol de 96° centesimales, destilando sucesivamente cortas cantidades de alcohol, á 96° centesimales, sobre una mezcla de cal viva y carbonato de potasa. Se obtiene el alcohol absoluto desti-

lando sucesivamente el alcohol á 90° centesimales, sobre la cal viva y sobre el cloruro de calcio anhidro.

El oxígeno no ejerce acción sobre el alcohol puro, pero si, bajo la influencia del negro de platino, y de ciertas sustancias nitrogenadas, convirtiéndole primero en aldehido y luego en ácido acético.

Calentada á 70° una mezcla de alcohol y ácido sulfúrico, dan origen al ácido sulfovinico; á 140° producen éter, y en fin, entre 160 y 165° originan hidrógeno bicarbonado.

Segun la teoría alemana, el éter es el óxido de un radical denominado etilo, y el alcohol el hidrato de este óxido; la escuela francesa admite que el alcohol es un bihidrato de hidrógeno bicarbonado y el éter un monohidrato de dicho hidrógeno carbonado; en fin, la escuela unitaria considera al éter normal, como alcohol, en el que una molécula de hidrógeno ha sido reemplazada por otra de carburo de hidrógeno (C^2H^2) correspondiente al ácido vinico.

El alcohol metílico procede del ácido piroleñoso, y produce las mismas reacciones que el alcohol normal: se transforma por la oxidación en ácido fórmico, y puede obtenerse por síntesis oxidando el hidrógeno protocarbonado ó gas de los pantanos.

Podemos considerar en general los amidos como amoniaco, en el que ha sido reemplazado el hidrógeno, totalmente ó en parte, por un radical ó varios radicales ácidos; cada clase de amidos se divide en tres secciones, segun que el hidrógeno haya sido sustituido en su tercio ó dos tercios por un radical ácido. Se obtienen generalmente los ácidos haciendo actuar el amoniaco sobre los éteres compuestos ó sobre los cloruros de radicales ácidos, ó bien, en fin, destilando una mezcla equi-atómica de cloruro de amoniaco y una sal alcalina orgánica.

5. Se denomina cuerpo graso á toda sustancia néutra, insoluble en agua, untuosa al tacto y saponificable: los cuerpos grasos se dividen en dos grandes grupos, á saber: cuerpos grasos fácilmente saponificables y que dejan en libertad la glicerina, y cuerpos grasos cuya saponificación es difícil y no producen glicerina, pero si una sustancia que desempeña el mismo papel químico. Puede extraerse la glicerina evaporando las aguas resultantes de la saponificación de los cuerpos grasos:

posee el aspecto y el sabor de un jarabe incoloro, y se emplea en medicina, cirugía y perfumería.

Se obtiene la primera materia destinada á la fabricacion de las bujías esteáricas, saponificando el sebo por medio de la cal; descompuesto el jabon calcáreo por el ácido sulfúrico, se forma sulfato de cal, quedando en libertad los ácidos grasos del jabon: sometidos estos á la prensa hidráulica, queda eliminado el ácido oléico como un líquido, y resulta el ácido esteárico asociado á un poco del margárico. Fundido en moldes especiales dichos ácidos, bajo la influencia del agua en vapor, resultan las bujías correspondientes á dicha sustancia.

Puede obtenerse una bujía esteárica de inferior calidad, pero mejor que las de sebo ordinarias, utilizando toda clase de grasas, para lo que se saponifican por el ácido sulfúrico, y luego se destilan los ácidos resultantes mediante el vapor calentado á débil tension.

La manteca ordinaria está constituida por varias sustancias grasas capaces de saponificarse poniendo en libertad ácidos fétidos.

La esperma de ballena cristalizada en el alcohol, recibe el nombre de cetina: se saponifica difícilmente, poniendo en libertad el etal, que es á la cetina lo que la glicerina á los cuerpos grasos ordinarios.

6. La cera comun consta de cerina, ceroleina y miricina: la cera de la China es tambien elaborada por insectos como la cera ordinaria, y en fin, la del Japon parece que no es más que la palmitina.

Los jabones son sales constituidas por ácidos grasos y una base variable; los de potasa son blandos, y duros los de sosa. Los jabones transparentes no son más que disoluciones alcohólicas y concentradas de jabon bien seco, verificadas en caliente, y que han sido endurecidas por el tiempo.

El principio péctico unido al protéico parece ser la sustancia constituyente de los tegidos vegetales.

Puede obtenerse la pectina por la accion del alcohol sobre los zumos de varios frutos maduros: la pectina procede de la pectosa, principio inmediato de los frutos verdes.

Las sustancias pécticas tienen mucha analogia, por algunas de sus reacciones, con la goma y la glucosa.

Existe una gran conexi6n entre la maduraci6n de los frutos y el cambio de la pectosa en pectina: las gelatinas vegetales est6n formadas de 6cido pect6sico y p6ctico, procedentes de la acci6n de la pectosa sobre la pectina.

7. La celulosa, tal como ha sido considerada hasta el d'ia, no constituye una especie 6nica: el disolvente de la verdadera celulosa es el 6xido c6prico amoniacal. El algod6n y las fibras corticales son realmente celulosas, porque se disuelven en dicho reactivo.

Se distinguen en los tegidos, la celulosa (lino, algod6n, c6ñamo) de la lana 6 de la seda, mediante la sosa 6 la potasa c6usticas 6 hirviendo, que solo disuelven los filamentos de naturaleza animal: el sulfato de niquel amoniacal disuelve la seda y deja intacta la celulosa. Finalmente, se diferencia el lino del algod6n, hirviendo algunos minutos ambos con una disoluci6n concentrada de potasa c6ustica. El lino y sobre todo el c6ñamo, adquieren un color amarillento, mientras que el algod6n permanece blanco. El 6xido c6prico amoniacal disuelve 6 los dos cuerpos, es decir, 6 la lana y 6 la seda, pero con la diferencia de que 6 esta la disuelve en fri6 y aquella solo por la acci6n del calor. Por 6ltimo, el 6cido nitrico disuelve la seda en fri6 y no 6 la lana.

Todas las sustancias filamentosas vegetales (trapos) son la primera materia que sirve para la fabricaci6n del papel. Las principales operaciones que con este fin se ejecutan son: 1.^a, lixivaci6n y fraccionamiento de la celulosa; 2.^a, formaci6n de la pasta y decoloraci6n de la misma; 3.^a, fabricaci6n del papel propiamente dicho.

8. Se prepara el algod6n p6lvora, 6 piroxilina, sumergiendo el algod6n cardado en una mezcla de 6cido nitrico y sulf6rico; el algod6n p6lvora es muy explosivo 6 inflamable 6 una temperatura que var'ia entre 100 y 150°; es soluble en el 6ter un poco alcoholizado; puede sustituir 6 la p6lvora de mina, y en fin, sirve para la preparaci6n del colodion.

La madera se divide, segun sus propiedades, en madera blanda, dura, propia para ser trabajada y resinosa.

La madera concluye por alterarse al cabo de cierto tiempo, siendo debida 6 sus principios nitrogenados la causa determinante de dicha alteraci6n: el 6cido h6mico representa el 6ltimo grado de la alteraci6n de la madera.

Puede conservarse la madera, inyectando en ella líquidos antisépticos, que coagulando sus principios nitrogenados paralizan ó impiden dicha alteracion.

9. Puede obtenerse el ácido acético ordinario, ó vinagre, añadiendo á este vino, y favoreciendo la accion general por el contacto del aire y una temperatura de 30 á 35°: se obtiene el ácido acético químicamente puro, destilando el biacetato de potasa.

La acetona es el producto constante de la accion del calor sobre el vapor de ácido acético: se obtienen por lo general todos los acetatos (de plomo, cobre, alúmina, etc.), haciendo actuar el ácido acético sobre las bases respectivas.

Se prepara el ácido fórmico, bien sea por la accion de las sustancias azucaradas ó amiláceas, ó calentando una mezcla de glicerina y ácido oxálico.

Puede obtenerse el ácido piroleñoso puro, destilando convenientemente el del comercio. El humus es el último periodo de la descomposicion de la madera: sometida esta á la destilacion, suministra varios productos, entre los que los más importantes son; la brea, creosota, parafina y bencina.

La goma arábiga pura ó arabina, es exudada por la acacia arábiga; calentada á 150° se hace insoluble y convierte en basorina, principio inmediato, exudado por los astrágalus: la cerasina es una especie de goma exudada por los árboles frutales. El ácido múcico es el producto insoluble resultante de la accion del ácido nítrico sobre las gomas, ó el azúcar de leche.

Casi todas las esencias naturales son mezcla de dos esencias; una líquida (oleoptena), que disuelve á otra sólida y cristalizable (estearoptena). Las esencias se dividen en hidrocarbonadas, oshidrocarbonadas indefinidas, oshidrocarbonadas aldehídicas, oshidrocarbonadas ácidas, y en fin, en sulfuradas.

El procedimiento mejor para extraer las esencias, es tratar las flores ó parte del vegetal que las contenga por el sulfuro de carbono: por la destilacion conveniente de dicho líquido, se obtiene la esencia con todas sus condiciones naturales.

Se obtiene la esencia de trementina, hirviendo en agita la

resina exudada por diversas variedades de pinus: se extrae el alcanfor sometiendo á la sublimacion el tronco y ramas del laurus camphora; y en fin, se obtiene la esencia de almendra amarga, destilando la torta de almendras amargas ó las hojas del laurel cerezo.

Puede obtenerse la esencia de mostaza de los granos de mostaza negra, ó bien mediante la accion reciproca y bajo la influencia del agua y del mironato de potasa.

Se obtiene la trementina, practicando incisiones en el tronco descortezado del *pinus larix*.

Se encuentra el succino en las arenas de aluvion del Báltico y algunas veces en las capas de lignito. La resina copal fluye de la himenea berrucosa.

10. Los bálsamos son resinas disueltas en un aceite esencial y en donde siempre existe el ácido benzóico ó cinámico.

La mayor parte de las sustancias colorantes extraídas de los vegetales, desarrollan su color bajo la influencia del oxígeno del aire: las sustancias tintoriales se alteran con frecuencia por los ácidos enérgicos y los álcalis, siendo muchas de ellas decoloradas por los agentes reductores.

Los mordientes más generalmente empleados, son las sales á base de alúmina, hierro, cobre, estaño ó plomo: por lo general, se preparan las telas con los mordientes antes de someterlas á la accion tintorial.

Se extrae el ácido tánico, tratando las agallas pulverizadas por el éter del comercio: sometidas las pieles privadas de pelo, etc., á la accion muy prolongada de las sustancias curtientes, absorben el tannino, se combinan con él y quedan convertidas en cueros.

Se obtiene el ácido tártrico del crémor ó bitartrato de potasa, y el emético (tartrato doble de potasa y antimonio), neutralizando el exceso de ácido tártrico del crémor por el óxido de antimonio. El ácido cítrico, se obtiene tratando el zumo de limon ó cidra por el carbonato de cal, y descomponiendo luego el citrato cálcico por el ácido sulfúrico: decantado y evaporado el liquido, se obtienen cristales voluminosos de ácido tártrico. Puede prepararse el ácido oxálico, tratando el almidon ó el azúcar por el ácido nítrico diluido.

Los alcaloides tienen todas las propiedades fundamentales

del amoniaco, y están caracterizados de un modo general por el precipitado que ocasionan, cuando son tratadas sus disoluciones por el cloruro platínico y por la descomposición que experimentan en presencia de una mezcla de ácido fosfórico y cloruro antimónico: pueden dividirse los alcaloides en fijos y volátiles; se obtienen en general los primeros, tratando por la acción de los ácidos, y en caliente, los vegetales ó parte de ellos préviamente mácerados en agua, ó en fin, descomponiendo las sales resultantes por las bases enérgicas. Respecto á los alcaloides volátiles, puede emplearse con buen éxito para su obtencion, el sulfuro de carbono, utilizando con este fin el aparato de reemplazo ó de Robiquel.

Para obtener los alcaloides artificiales, se siguen tres métodos generales, á saber: 1.º, por la reduccion de los hidrógenos nitrocarbonados; 2.º, por la descomposicion de los éteres ciánicos, en presencia de la potasa; 3.º, por la acción de los éteres haloideos sobre el amoniaco y sus derivados.

:

LECCION DUODECIMA.

PARTE ANIMAL.—Tegidos orgánicos animales.—Tegidos sencillos; tegido celular, tegido elástico; tegido epidérmico; gelatina.—TEGIDO MUSCULAR, musculina, creatina; creatinina; ácido inósico, hipoxantina, xantina, sarkosina.—TEGIDO NERVIOSO; ácido oleofosfórico.—Tegido oseo-oseina.—Tegido cartilaginoso.—Dientes.—SANGRE.—LINF.—QUILO.—ALIMENTOS.—Clasificación de los alimentos.—ALIMENTOS PLASTICOS.—ALIMENTOS RESPIRATORIOS.—PRINCIPIOS DE DIETETICA; fórmulas de alimentación dietética; caldos medicinales.—JUGOS DEL APARATO DIGESTIVO.—SALIVA.—JUGO GASTRICO.—JUGO PANCREATIVO.—BILIS; su composición; taurina; ácidos taurocólico y glicocólico, colálico, coloidico, hiccólico.—COLESTERINA.—SALES MINERALES DE LA BILIS.—ESPERMA.—HUEVO.—LECHE.—Manteca; queso.—ORINA; elementos constitutivos de la orina.—Composicion de la orina emitida en 24 horas.—UREÁ; ácido úrico; ácido hipúrico.—Aloxana.—Murexida ó purpurato de amoniaco.—SUDOR.—Pus; putrefaccion.—Conservacion de las sustancias orgánicas.—Bolsa quimico médica. Observaciones acerca de la influencia que pueden tener en terapéutica los estados alotrópicos é isoméricos de los cuerpos.—Resúmen.

Tegidos orgánicos animales.

El estudio químico de los tegidos orgánicos no se limita á la simple enumeracion de los principios inmediatamente aislados, por un análisis más ó menos hábil y perfecto; porque si importante es conocer las especies químicas que componen el todo heterógeno á que llamamos órgano, más útil todavía es saber como estan distribuidas dichas especies en los elementos morfológicos.

Estudiando anatómicamente hasta sus últimos límites la estructura de un órgano, se le llega á descomponer en cierto número de elementos morfológicos que por su reunion en proporciones variables y dispuestos, bien sea en capas sucesivas ó de otro modo distinto, forman dicho órgano en cuestion. Si hacemos intervenir en esta investigacion ciertos reactivos químicos, reconócese que los tegidos elementales, á pesar de su

gran variedad, pueden dividirse en un limitado número de especies, caracterizadas especialmente por su composición y propiedades químicas.

Los tegidos elementales de la economía animal se encuentran siempre dilatados por el agua, cuya proporción puede llegar hasta un 80 por 100. Dicha agua, tiene en disolución varios principios de gran interés en fisiología.

Entre los elementos morfológicos hay algunos que por su estructura y composición química se presentan con un verdadero carácter de sencillez; estos tegidos están formados por una sola sustancia, haciendo abstracción de las grasas, agua y sales minerales; otros por el contrario, difieren esencialmente en su composición química siendo por lo general, siempre compleja.

El tegido celular, fibroso y elástico pertenecen al primer género, en el segundo comprendemos el nervioso y muscular.

Tegidos sencillos.—Tegido celular.

(Tendones, aponeurosis, cartilagos, membranas fibrosas, periostio, serosas, membranas sinoviales, vasos linfáticos etc.) El tegido celular se presenta bajo la forma de fibras muy delicadas, blancas, homogéneas, agrupadas de distintos modos para constituir las membranas ha poco enumeradas. Sus propiedades químicas son las siguientes: se transforma en gelatina por la ebullición con el agua. El ácido acético hincha el tegido celular, le hace transparente y soluble en el agua, pero esta disolución no precipita por los cianuros. Diluido el ácido acético dilata las fibras, pero no las hace solubles. Los álcalis les comunican la transparencia; el producto de la disgregación se disuelve completamente en el agua.

Tegido elástico.

(Ligamentos de las vértebras, túnica intermedia de las arterias y de las venas mucosas etc.) Tiene por elementos morfológicos, fibras cilíndricas aplanadas, muy delicadas y elásticas. No se pierde la elasticidad ni por la adición de alcohol ni por la acción del agua hirviendo. Su composición es seme-

jante á la del tegido celular; pero no se disuelve por la coccion aunque está sea prolongada; el ácido acético concentrado y frio tampoco tiene accion sobre dicho tegido. Los álcalis concentrados lo dejan intacto: en caliente lo licúan aunque con lentitud.

Tegido epidérmico.

Se compone de tres partes:

- 1.^a El epidermis.
- 2.^a El tegido papilar.
- 3.^a El dermis.

El epidermis tiene una estructura laminar; cada lámina está á su vez constituida por celdillas ó núcleos que pueden ponerse á descubierto por el ácido sulfúrico y los álcalis. Los cuernos, uñas, garras y pezuñas están además constituidos por celdillas ó núcleos aglutinados por una sustancia intercelular: las celdillas se hallan esencialmente formadas por tres principios distintos; 1.^o, la materia que constituye la membrana de las celulas; 2.^o, el contenido de estas y el núcleo; 3.^o, los gránulos.

El cabello y los pelos se asemejan á la sustancia córnea en cuanto á su composicion y reacciones: los pelos constan de una película epidérmica, de una sustancia cortical, y de una materia medular: en nada se distingue el cabello de los pelos de los animales, sino en que los primeros son cilindricos y los segundos cónicos.

El tegido papilar se halla inmediatamente entre la piel y el epidermis; consta de vasos y nervios que son el asiento del tacto, y en fin, se halla asociado á la materia colorante de la piel.

La piel es la cubierta de los músculos y de los huesos; está constituida por multitud de fibras muy finas: una ebullicion prolongada transforma la piel en gelatina y la hace soluble en agua. La piel se hace imputrescible bajo la influencia de ciertas sales metálicas y del tannino.

Se diferencia el tegido epidérmico del anterior por la gran cantidad de azufre que entra en su composicion: contiene poca grasa (0,025 á 4,45 por 100; margarina, oleina, ácido mar-

gárico) y 1 por 100, término medio, de sales minerales, principalmente el sulfato de cal y de magnesia con una pequeña cantidad de fosfatos y de sílice, huellas de hierro, cloruros y carbonatos.

La cola de pescado, ó ichthyocola no es más que la piel exterior de la vejiga natatoria de los accipénseros, previamente tratada por agua y decolorada por el ácido sulfuroso: la cola de pescado es coriácea é insípida; se hincha en el agua y se separa en hojas membranosas; su disolucion en agua hirviendo adquiere por el enfriamiento una consistencia gelatinosa de aspecto blanco y semitransparente. Disolviendo en el baño de María la gelatina transparente con vinagre, alcohol y alumbre, se obtiene una especie de cola, constantemente líquida, que es muy empleada por los fabricantes de perlas falsas.

Tegido muscular.

El tegido muscular se divide en dos géneros. Tegido de fibras rectas y delicadas ó de la vida vegetativa y tegido de fibras extriadas ó de la vida animal.

Esta division, fundada en la forma, tiene gran importancia considerada en relacion con las funciones fisiológicas. Los elementos del primero son células muy prolongadas, fusiformes, y sin membranas que lo cubran. Los músculos de la vida animal están formados por fibrillas elementales que presentan alternativamente dilataciones y contracciones. La composicion química no varia en los dos géneros. Su sustancia propia es la *fibrina muscular* ó sintonina soluble en el agua que contenga $\frac{1}{1.000}$ de ácido clorhídrico. La fibrina de la sangre no hace más que hincharse en ella. La musculina es más nutritiva que la fibrina de la sangre. La cubierta de los haccillos fibrosos extriados se asemeja por sus reacciones, al tegido elástico. La proporcion de la grasa (oleina, margarina, estearina, ácido óleo-fosfórico) del tegido muscular, purgado del tegido graso propiamente dicho, varia notablemente (2,2 á 21 por 100 del peso de la fibra desecada).

Los músculos, como todos los tegidos, deben en parte sus caractéres físicos al agua con que están impregnados. Término medio en los músculos del hombre, hay 73,5 por 100

de agua. Varía esta proporción entre ciertos límites (70 á 80 por 100) según la especie animal y representa con bastante exactitud la cantidad de agua propia de la fibra elemental; vista la gran predominancia de esta sobre los demás tegidos que entran en la composición de los músculos. Los músculos del hombre han dado, término medio, después de desecados 4,2 por 100 de cenizas. En los demás animales la proporción de materias minerales puede variar de 3,85 á 7,71 por 100. Mediante el espectrógrafo Folwarczny ha encontrado la litina.

El peso total de las materias solubles del músculo asciende próximamente á 6 por 100, si restamos de este peso 1,1 (sales minerales) las 4,9 son sustancias orgánicas. Si se calienta el líquido exprimido de los músculos, desmenuzados y digeridos en agua, se depositan numerosos copos de albumina: esta, cuya proporción llega hasta 2,96 por 100 del peso del músculo, puede provenir, bien de la sangre ó bien de los músculos, si se ha procurado espeler por inyección el líquido sanguíneo: en este último caso debe reconocerse necesariamente que la albúmina forma parte constituyente del tegido muscular.

Separado por filtración el líquido, de la albúmina coagulada, y aislado del ácido fosfórico por la adición de barita, se obtiene evaporado al baño de María un jarabe espeso (extracto de carne). Analizando Liebig este extracto ha conseguido aislar tres nuevos cuerpos. El jugo de la carne tratado como anteriormente y evaporado hasta consistencia conveniente deposita, pasado algún tiempo, cristales en agujas fáciles de purificar (por redisolución y cristalización en el agua). Aislado de este modo el nuevo cuerpo ha recibido el nombre de *creatina*. Las aguas madres de la creatina adicionadas con el cloruro de zinc forman pronto un depósito cristalino poco soluble, de una combinación de esta sal con una base orgánica cristalizable que es la *creatinina*.

La *creatina* ($C^8H^9N^3O^4$). Cristaliza en prismas pequeños, transparentes de una densidad igual á 1,54, poco solubles en agua fría (1 por 74,4 de agua), más soluble en la caliente, insoluble en el éter y muy poco en el alcohol; sabor débil y algo amargo; los ácidos la transforman en creatinina ($C^8H^7N^3O^2$) mientras que los álcalis la descomponen en amoníaco, ácido carbónico y en sarkosina ($C^6H^7NO^4$).

La *creatinina* ($C^8H^7N^2O^2$) se presenta bajo la forma de cristales incoloros brillantes, bastante solubles en el agua fría (1 de creatinina por 11,5 partes de agua) solubles en alcohol, especialmente si está caliente, sabor muy alcalino. El nitrato de plata, el cloruro de mercurio y el cloruro de zinc forman con la creatinina combinaciones poco solubles y susceptibles de cristalizar.

Liebig ha obtenido además del extracto de carne :

1.º Un ácido siruposo azoado ($C^{10}H^6N^2O^{10}$), el *ácido inósico* soluble en el agua é insoluble en el alcohol y en el éter. Se obtiene este ácido agregando alcohol á las aguas madres de la creatina: pasados algunos dias véñse depositar cristales de inosicatos de barita y de potasa.

2.º Un isomero del ácido láctico ordinario, del cual se distingue por la solubilidad de sus sales y la cantidad de agua de cristalización.

Mr. Scherer ha conseguido aislar, recientemente, dos nuevos productos que forman parte integrante del extracto de carne, á saber: la *hipoxantina* ($C^{10}H^4N^4O^2$) (sarcina de Strecker) y la *xantina* ($C^{10}H^4N^4O^4$). La hipoxantina se presenta bajo la forma de un polvo blanco, brillante, poco soluble en el agua fría, más soluble en la caliente, pero muy soluble en los ácidos con los que forma compuestos cristalizables. La xantina es blanca, casi insoluble, tanto en frío como en caliente, muy poco soluble en el ácido clorhídrico á la temperatura ordinaria, sin embargo forma con este ácido una combinación definida. Por último, la sarkosina cristaliza en prismas romboédricos de un sabor azucarado. Sus propiedades son muy semejantes á las de la glicocola.

Tegido nervioso.

Este tegido, homogéneo en apariencia, examinado con el microscopio presenta dos clases de elementos: fibras y células. Las fibras de los nervios de la vida orgánica son más delicadas que las que se derivan del eje cerebro espinal. Las células se encuentran especialmente en la masa gris del cerebro, de la médula y de los ganglios. Examinadas las fibras frescas, presentan la forma de cilindros transparen-

tes muy limitados; pasado algun tiempo, y sobre todo bajo la influencia del agua cambian su aspecto, ofreciendo entonces un doble contorno con una banda longitudinal, céntrica y hialina; la cubierta protectora no se hace visible á no ser que se emplen ciertos reactivos, es homogénea, elástica y transparente; sus caractéres la asemejan al tegido elástico del que se diferencia por su gran solubilidad en el ácido acético y en los álcalis.

El contenido de las fibras nerviosas se desdobra espontáneamente en dos partes; la primera, periférica y granulosa, se compone de ácidos grasos libres y de una materia albuminosa; la segunda, transparente, parece estar formada, exclusivamente por un cuerpo, cuyos caractéres químicos son muy semejantes á los de la fibrina muscular. En los nervios, las fibras reunidas en haces, están protegidas por el tegido celular fibroso entremezclado con el tegido elástico.

Análisis de los nervios y de los centros nerviosos. El cerebro humano contiene, término medio, 75,6 por 100 de agua; la masa gris es más acuosa que la blanca.

Segun Breed, 100 partes de cenizas dan al análisis:

Fosfato de potasa.	55,24
— de sosa.	22,95
— de hierro.	1,25
— de cal.	1,62
— de magnesia.	5,40
Sal marina.	4,74
Sulfato de potasa.	1,64
Acido fosfórico libre que proviene de los ácidos del fósforo orgánicos.	9,15

Debe observarse la predominancia de los fosfatos alcalinos sobre las demás sales.

La sustancia gris es menos rica en grasas que la masa blanca, se han encontrado:

<i>Grasa.</i> . . .	{	4,7 por 100 para la sustancia gris.
		14,8 por 100 — — — blanca.

Se han podido extraer de los centros nerviosos, la oleina,

los ácidos margárico, oléico, combinados con los álcalis y la cal, coleslerina, ácido oleofosfórico, un ácido especial (ácido cerébrico), creatina, xantina, hipoxantina, y en fin, los ácidos úrico, láctico, fórmico, butírico. Müller ha indicado en la materia cerebral un compuesto neutro, cuyas principales propiedades serian semejantes á las del ácido cerébrico.

El ácido oleofosfórico obtenido por medio del éter frio (del extrato etéreo calentado) es líquido, viscoso, amarillento, insoluble en el alcohol hirviendo y en el éter frio. Su carácter principal consiste, en que se descompone por la ebullicion con los ácidos ó los álcalis, ó por la accion de los fermentos pútridos, en ácido oléico y fosfórico.

Tegido óseo.

(Véase el tomo 1.º, pág. 585).—Este tegido es el más notable entre todos por la predominancia del elemento inorgánico. No trataremos aquí más que de las partes duras del hueso, pues las blandas son resultado de la mezcla de los tegidos anteriormente estudiados

Los huesos presentan dos formas diferentes: la compacta y la fibrosa, una y otra tienen la misma composición química. El principio orgánico de los huesos, ha recibido el nombre de *oseina*. Se ha aislado la oseina mediante el ácido clorhídrico. Tratada por el agua hirviendo, se gelatina, siendo esta transformación más ó menos pronta, según la edad y especie del animal. Los huesos de ciertas palmípedas así como las espinas de los pescados, carecen de oseina: las porciones de los principios minerales correspondientes á los huesos, varían entre ciertos límites, según la especie y edad (Mr. Fremy no atribuye á la edad la influencia tan grande como la que se ha admitido) del animal ó según la naturaleza del mismo hueso. La cantidad de agua en los huesos de poca edad, varía de 22 á 46 por 100.

Cuando los huesos se han sumergido en la tierra, durante mucho tiempo, acaban por fosilizarse, pero la oseina no desaparece, sino que conserva todas sus propiedades: las principales sustancias minerales que los incrustan, son la sílice cuarzosa, el sulfato de cal, el fluoruro de calcio, y sobre todo

el carbonato de cal: los huesos no se forman por incrustacion lenta y sucesiva de la sustancia cartilaginosa, sino por la aglomeracion de los puntos óseos, cuya composicion es igual á la de los huesos de los adultos. El periostio secreta sin cesar la sustancia ósea, y entonces crece el hueso cubierto por él, mediante capas sobrepuestas, en cuanto á su espesor y en capas justapuestas, relativamente á su longitud; coincidiendo esto con el desarrollo que el canal medular experimenta por la reabsorcion de las capas internas, con lo que resulta en definitiva una renovacion constante de las diferentes capas óseas.

Sometidos en vasos cerrados los huesos de buey á la accion del vapor á 60°, durante cuatro dias, abandonan la parte animal que pasa al estado de gelatina comestible.

Existe una variedad de gelatina denominada *condrina*, que procede de los cartilagos permanentes.

La gelatina ($C^{12}H^{10}N^2O^4$) no precipita ni por el alumbre, ni por el acetato de plomo, ni en fin, por los ácidos: la *condrina* ($C^{32}H^{26}N^4O^{14}$) precipita, por el contrario, en presencia de estos reactivos.

Sometida una disolucion de gelatina á una ebullicion prolongada, pierde la propiedad de gelatinarse por enfriamiento; el tauino la precipita; el cloro la descompone, y el ácido sulfúrico la transforma en glicocola ($C^4H^2NO^4$), sustancia que puede obtenerse mediante el ácido hipúrico: es cristalizabile; soluble en agua, posee un sabor azucarado; y no ofrece ninguna reaccion particular á no ser el combinarse indistintamente con los ácidos y las bases.

Bajo la influencia de ciertas enfermedades propias de los huesos, cambia su composicion de un modo notable. Los huesos se emplean para la fabricacion de ciertas grasas, gelatina, fósforo, negro animal, y en fin, para abonos.

Tegido cartilaginoso.

Los cartilagos por razon de su estructura, se dividen en dos grupos bien caracterizados; á saber: cartilagos fibrosos (fibrocartilagos) y verdaderos cartilagos. Los primeros resultan de la combinacion del tegido fibroso y del cartilaginoso. Los verdaderos cartilagos, unas veces pasajeros, otras persistentes y desti-

nados á unir los huesos entre sí, ó á facilitar el juego de las articulaciones tienen una composición muy sencilla. Los cartilagos, son de un blanco mate opacos, blandos, muy elásticos. El cartilago seco contiene 2 á 5 por 100 de grasa, especialmente en el interior de las células. La proporción de agua asciende á 54 y 74 por 100. La de las sales, es de 3 á 6 por 100. Las cenizas se componen de fosfato de cal y de magnesia, cloruro de sódio, carbonato de sosa y sulfatos alcalinos.

Dientes. El diente es un órgano duro compuesto de tres partes distintas y separadas; á saber: cemento, esmalte y marfil. (Véase la composición de los dientes, tomo 1.º, página 536).

Sangre. Consta de agua, albúmina, fibrina, glóbulos y sustancias extractivas, grasas y salinas: los glóbulos están formados de una cubierta membranosa y de una sustancia albuminoidea, la *hematocristalina*, y de una materia colorante ferruginosa, la *hematosina* ($C^{44}H^{21}N^3O^6Fe$). Se obtiene esta última sustancia hirviendo en el alcohol, mezclado con un poco de ácido sulfúrico, la sangre privada de fibrina y coagulada por un ácido; la hematocristalina se precipita de la sangre, exenta de fibrina, someténdola á la acción sucesiva del oxígeno y del ácido carbónico. Los glóbulos del hombre son circulares y ligeramente bicóncavos; los de algunos mamíferos, elípticos y biconvexos; los de las aves y anfibios son ovóideos y convexos: el color de los glóbulos venosos es violeta, y bermellón los de la sangre arterial.

La sangre es de color rojo bermellón al salir de las arterias, y parduzca al salir de las venas; su olor varía según el animal á que pertenece; la densidad de la sangre del hombre oscila entre 1,045 y 1,075; se coagula en el momento en que se la sustrae de la circulación, la congelación no la priva á la sangre de la propiedad de coagularse, como lo efectúan los álcalis y ciertas disoluciones salinas, tales como el sulfato sódico. La composición de la sangre varía según la especie, sexo y edad de cada individuo, así como también según sus condiciones fisiológicas: la sangre venosa adquiere el color rojo bermellón por la acción del oxígeno y ciertos gases, y azulado oscuro por otros. La mayor parte de los ácidos coagulan la sangre.

Se dosiza la fibrina de la sangre, batiendo esta en el agua con un manojo de mimbre, esparto, etc.: se aíslan los glóbulos de la sangre, filtrando la arterial diluida en una disolución de sulfato sódico; y en fin, se separa la albúmina del suero, mediante la acción del alcohol.

La sangre líquida sirve para las refineries de azúcar; la desecada se emplea como abono y como alimento: finalmente, la sangre puede alterarse en la misma circulación, de manera á constituir un verdadero veneno.

Desde que los alimentos reunidos entran en el estómago, las sustancias protéicas se disocian y liquidan en parte; las amilo-azucaradas, líquidas ó solubles; son inmediatamente absorbidas, y las insolubles, como las féculas, pasan al duodeno con los alimentos grasos, unas para sacarificarse, y otras para emulsionarse: al llegar á los intestinos delgados los alimentos protéicos y amilo-azucarados son absorbidos por el sistema de la arteria aorta, mientras que los alimentos grasos, pasan á su vez al sistema quilífero, reuniéndose ulteriormente en la aurícula derecha del corazón, para sanguinificarse: los principios minerales siguen á los alimentos de que forman parte. Y en fin, pasan al intestino grueso para ser espulsados bajo la forma de excrementos, todas las demás sustancias que no han sido absorbidas ó asimiladas.

Al salir la sangre del ventrículo izquierdo del corazón, se distribuye en todas las partes del cuerpo, y durante su tránsito por el sistema arterial, se altera de tal modo que al llegar al venoso ofrece una composición muy distinta y posee un exceso de ácido carbónico, vuelve en seguida al ventrículo derecho del corazón, en donde halla los líquidos procedentes de la digestión, con los que pasa á los pulmones para revivificarse y convertirse nuevamente en sangre arterial.

Linfa.

Es un líquido difícil de obtener en cantidades un poco crecidas y en estado de pureza, así que, no se ha completado aun su estudio químico. Es incoloro, ó ligeramente amarillento, opalino y de un olor *sui generis*. Puede coagularse lo mismo que la sangre, pero el coágulo no es tan voluminoso

como el de esta última, y además se forma con mucha lentitud. Examinado al microscopio, se ven glóbulos de grasa, células dichas linfáticas, semejantes á las de la sangre y algunos glóbulos sanguíneos. El suero de la linfa, contiene albúmina muy abundante en álcalis, grasas, casi en totalidad saponificadas, materias extractivas, entre otras, el azúcar. El siguiente cuadro se refiere al hombre sano: — 100 partes de linfa contienen:

Agua.	92,5	á	96,9
Fibrina y glóbulos. . .	0,165	0,52	0,005
Albúmina.	0,4	4,2	6,00
Extractivo.	0,312	1,50	"
Grasa.	0,264	0,5	0,56
Sal comun.	0,412	(caballo)	"
Carbonatos alcalinos. .	0,056	(id.)	"
Sulfato de potasa. . . .	0,0255	"	"
Fosfatos alcalinos. . .	huellas	"	"
Salas térreas.	0,051	"	"

Quilo. Puede considerarse esta sustancia como una mezcla de los productos de la digestión, por lo tanto su composición varia según el momento en que se analiza, la naturaleza del alimento y el sitio en que se ha tomado éste. El líquido del canal torácico, es el único que ha podido someterse á un exámen continuo.

Examinadas al microscopio las ramificaciones de los vasos quilíferos que desembocan en el intestino antes que los ganglios; no se notan más que glóbulos grasos muy delicados y rodeados probablemente por una cubierta albuminosa; más allá de los ganglios aparecen verdaderas células con núcleos, semejantes á las de la sangre. El quilo es unas veces lechoso, otras opalino y semejante á la linfa por sus propiedades físicas; se coagula lentamente, y el coágulo permanece gelatinoso. La fibrina del quilo se disuelve con mayor facilidad que la de la sangre. El suero tiene, (con poquísima diferencia) la misma composición cualitativa que el de la sangre.

La albúmina está combinada con una considerable cantidad de álcali, que dificulta la coagulación. Se ha encontra-

do gran cantidad de grasa, ácido láctico, azúcar y sales, principalmente cloruros y algo de fosfatos. Würtz, ha encontrado urea en el quilo y en la linfa del toro, vaca, perro, carnero y caballo; 100 partes de quilo torácico de caballo, contienen próximamente:

Agua.	90	á	96,8
Fibrina.	0,495		0,501
Albúmina.	3,46		»
Grasa.	0,118		4,00
Materias extractivas.	0,526		»
Sales solubles.	0,74		»

Alimentos. Con este nombre comprendemos todos aquellos productos orgánicos ó minerales, susceptibles, previa la elaboracion conveniente de contribuir al incremento y reparar la accion de las pérdidas del animal; ó que solo sirven á la nutricion despues de digeridos.

Las materias útiles de que están formados los alimentos, podemos clasificarlas en cuatro clases, á saber :

- 1.º Materias *protéicas* ó *albuminoideas* (fibrina, caseina albúmina, etc.)
- 2.º Materias *grasas* (aceites, grasas, mantecas, etc.)
- 3.º Materias *minerales* (aguas, sales y gases).
- 4.º Materias *amilo-azucaradas* (féculas, azúcares).

Siendo el valor nutritivo de los alimentos plásticos, proporcional á la cantidad de nitrógeno que contienen los mismos, damos á continuacion la :

Clasificacion de los alimentos, por la cantidad de nitrógeno que contienen.

ALIMENTOS DE PROCEDENCIA ANIMAL.

Pichon cocido.	55
Leche de mujer.	100
Idem de vacas.	257
Yema de huevo.	505
Queso.	540



Anguila.	428
Jamon crudo.	539
Almejas.	660
Salmon.	710
Jamon cocido.	807
Carnero.	852
Ternera.	911
Vaca.	942

ALIMENTOS DE PROCEDENCIA VEGETAL.

Arroz.	81
Patatas.	84
Navos.	106
Maiz.	123
Avena.	138
Pan blanco.	142
Trigo de 119 á	144
Zanahorias.	150
Pan moreno.	166
Setas. de 201 á	289
Guisantes.	239
Lentejas.	276
Garbanzos.	280
Judias.	285

RESÚMEN.

ALIMENTOS MÁS NUTRITIVOS DEL REINO ANIMAL.

Vaca.	942
---------------	-----

IDEM DEL REINO VEGETAL.

Judías.	285
-----------------	-----

Se ha dado el nombre de *alimentos plásticos* á la albúmina, fibrina y caseina vegetales, así como á la caseina y fibrina animales, por la razon de que dichas sustancias son las únicas, entre todas las que ofrecen los reinos, vegetal y animal que

puedan producir en la nutrición las partes esenciales de la sangre y de los órganos de los animales: la albúmina animal figura también entre los alimentos plásticos, por el motivo de que forma parte del cuerpo de los animales, contribuyendo por lo tanto como las demás citadas á la nutrición de los mismos.

Gran parte de los caracteres físicos de los órganos, dependen de los principios no nitrogenados, tales como el agua y la grasa, sustancias que pueden ser consideradas como intermedias de la producción de los tejidos orgánicos. La grasa contribuye á la formación de las celdillas, y el agua proporciona la liquidez á la sangre y á los fluidos de la nutrición.

Se denominan *alimentos de respiración*, ó combustibles de la vida orgánica, á las sustancias hidrógeno-carbonadas, tales como la grasa, fécula, azúcar, etc., etc.

El siguiente cuadro demuestra la relación entre los principios plásticos y los no nitrogenados ó combustibles contenidos en los alimentos.

	PRINCIPIOS PLÁSTICOS.	PRINCIPIOS NO NITROGENADOS.
Leche de vaca.	40	30 = } 3,8 grasa. 10,4 azúcar de leche.
Leche de mujer.	40	40
Lentejas.	40	21
Habas.	40	22
Garbanzos.	40	25
Carne de carnero (cebado). . .	40	27 = 11,25 grasa.
— cerdo (cebado).	40	50 = 12,50 id.
— buey.	40	17 = 7,08 id.
— liebre.	40	2 = 0,83 id.
— ternera.	40	1 = 0,41 id.
Harina de trigo.	40	46
— avena.	40	50
— centeno.	40	57
Cebada.	40	57
Patatas blancas.	40	86
— coloradas.	40	115
Arroz.	40	125
Harina de trigo africano.	40	150

Puede admitirse, como una relación muy aproximada, que para una parte de sustancia plástica (garbanzos, judías, lentejas), poseen de dos á tres de materia no nitrogenada y que

:

en los cereales (trigo, cebada, centeno, maiz, avena), dicha relacion es de cinco á seis; en las patatas es de ocho á once, y en fin, en el arroz y trigo africano es de doce á trece partes.

En vista de la escala de alimentacion plástica y respiratoria que se deduce de los anteriores cuadros creemos no estará demás en nuestra obra un proyecto de diatética fundado en la composicion química de los alimentos plásticos y de respiracion y en la práctica médica moderna.

Alimentos plásticos (1).

Hidro-carburo-sulfuro-azoados.

Huevos.—Leches.

Nitro-sulfo-hidro-fosfatados.

Carnes.—Aves.—Pescados.

Nitro-cloro-bromo-ioduro-fosfatados.

Mariscos.

Nitro-sulfo-hidro-carburo-fosfatados.

Quesos.—Setas.—Judias.

Alimentos respiratorios.

Hidro-carburados.

Féculas.—Grasas.—Gelatinas.

(1) Aun cuando todas las sustancias plásticas tienen elementos comunes por ejemplo, los sulfuros azoados á los que principalmente deben sus condiciones nutritivas, nosotros proponemos clasificarlas con arreglo al principio elemental dominante en ellas, partiendo de la idea de que esta relacion ejerce una grande influencia en la alimentacion instintiva y científica.

Hidro-carburo-azoados.

Navos.—Patatas.—Arroz.

Nitro-sulfo-hidro-carburados.

Garbanzos.—Habas.—Guisantes.—Lentejas.

Nitro-sulfo-hidro-carburo-fosfatados.

Trigo.—Maiz.

Después del cuadro que precede, creemos conveniente consignar á seguida algunas fórmulas para la alimentacion dietética como resultado de nuestros trabajos particulares é inéditos sobre tan importante asunto. Dos creencias nos han guiado al emprenderle: es la primera, la conveniencia que no puede menos de haber en la medicina práctica de dar elementos de vida, esto es, sangre y fuerza orgánica en momentos de enfermedad y con la mayor rapidez posible, á la vez que con el menor trabajo digestivo del enfermo; no de otra suerte que cuando se desea revivir y fortalecer una luz próxima á extinguirse se busca, con esquisito tino la materia combustible en las mejores condiciones de *asimilacion* hasta que desenvuelta la temperatura que la combustion *máxima* es capaz de producir, pueden emplearse ya impunemente y como medios de *vida combustible* grasas sólidas, y hasta las sustancias más coherentes y de difícil fusion. El segundo móvil ha sido el deseo de realizar en la alimentacion dietética, algo semejante á lo que la medicina moderna ha conseguido en la terapéutica con los alcaloides orgánicos en vez de la materia vegetal correspondiente; es decir, utilizando solo la accion médica de aquellos y eliminando toda la parte leñosa de estos como inactiva ó perjudicial.

Quien sabe; quizá llegue un dia en que trabajando más y con mayor fruto en nuestra misma direccion, se vean figurar en las prescripciones médicas el extracto acuoso ó alcohólico de

los alimentos y los alcaloides ó principios esenciales á que deben su gusto y accion especial nutritiva; como hoy vemos recetar el extracto acuoso ó alcohólico de ópio y á seguida la morfina y codeina.

Ejemplo de algunas fórmulas para la alimentacion dietética.

Extracto de caldo de cangrejos y caracoles. Tómense docena y media de los primeros (tamaño regular), y tres docenas de los segundos: caliéntense hasta la ebullicion 10 decilitros de agua (unos dos cuartillos) y roto el hervor inmérjanse los cangrejos y caracoles manteniendo el todo en estas condiciones por espacio de media hora. Transcurrido dicho tiempo se decanta el líquido y se reducen á pulpa los cangrejos y caracoles estrayendo por pistacion con el residuo anterior toda la parte nutritiva de ellos, de manera que solo queden los caparzones calizos perfectamente triturados: hecho esto recójase el producto; agréguese una pequeña porcion de cal; evapórese hasta consistencia de extracto ténue en baño de María, y en fin, aromatícese con un poco de zumo de limon. Tanto este, como los demás extractos de que á continuacion nos ocuparemos pueden administrarse bien sea solos, desleidos en agua, ó bien asociados á sustancia de arroz, caldo, té, etc. á las dosis convenientes.

Extracto de caldo de pescados. (Merluza, congrio, salmon etc). Se pican menudamente sus carnes y se maceran durante una hora con agua de cal fria: á seguida, se pasa el líquido con espresion á través de un paño poco tupido ó por ceazo claro; hecho esto, se agrega un poco de sal al residuo, se evapora hasta la consistencia de extracto ténue en baño de María y se aromatiza el producto con zumo de limon.

Extracto de caldo de mariscos (antiescrofuloso). La fórmula para obtener esta sustancia es enceramante igual á la del caldo de cangrejos, por consiguiente nos referimos en un todo á ella.

Caldo de aves. Se pican menudamente las carnes de ave, se tratan por agua fria, se maceran en ella durante media hora y despues de añadir al líquido la cantidad de sal suficiente se somete todo á un fuego gradual hasta la ebullicion la que

se sostendrá *tan solo cinco minutos*: transcurrido este tiempo se pasa el líquido con espresion á través de un lienzo tupido, se evapora nuevamente el líquido hasta la mitad de su volúmen y en fin, se agregan algunas gotas de limon al residuo.

Caldo de carnes. Se prepara exactamente como el anterior.

Pocion nutritiva de huevo. Se baten durante una hora huevos frescos con agua aromatizada de limon, azahar, etc., y luego se vá agregando intimamente harina de arroz pura y finisimamente pulverizada hasta que la masa forme un todo homogéneo. Llegado este caso, se deseca el residuo mediante una corriente de aire seco, ó estendiéndole sobre papel Berzelius, y en fin, se reduce despues á polvo muy fino á espensas de tamiz de seda. Diluido en un poco de agua, caldo, sustancia de arroz, etc., el polvo resultante, constituye un alimento nutritivo y de fácil digestion.

Pocion nutritiva de Liebig. Se toman una ó dos libras de carne de vaca, ternera, jamon y carnero; se pican muy menudamente, se añade la mitad del peso de la carne de agua fria y muy potable y se malaxa la masa en ella durante media hora: transcurrido este tiempo, se pasa el todo con espresion por un lienzo; se añaden al líquido dos ó tres gotas de ácido hidroclórico y un poco de sal comun, y en fin, se aromatiza con zumo de limon.

Llevado este líquido á la consistencia de extracto en baño de María, constituye el extracto de carne del mismo autor: también pueden hacerse con él píldoras para aquellos enfermos á quienes repugne una ú otra preparacion, segun suele acontecer con harta frecuencia.

Pocion reconstituyente. Se toman dos ó más libras de carne de vaca, ternera ó carnero, y despues de bien palmeteadas en crudo para que la masa adquiera mucha superficie y poco espesor, se espolvorean ambas superficies con un poco de sal comun y se colocan al fuego sobre parrillas como hacen los cocineros para confeccionar el *rosbeaf* ó *besteafk*: formada la ligerisima costra de asado sobre dichas carnes, se trinchan rápidamente y en pedazos muy pequeños sobre platos calientes, á fin de que no se coagule la albúmina de la sangre que exudan: en fin, recogida esta y conservada al calor de baño de

Maria, se administra en caldo, sustancia de arroz, té, etc., previamente aromatizada con zumo de limon, y agregando dos gotas de percloruro de hierro concentrado á cada cucharadita, como para café, de dicha pocion.

Pocion nutritiva, ioduro ferruginosa y fosfatada. Se toman dos libras de ternera; se cortan en pedazos muy finos y se pone la masa en contacto de un litro de agua destilada, en la cual se ha disuelto de antemano media onza de ioduro ferroso y diez escrúpulos de pirofosfato de sosa anhidro. Hecho esto, se malaxa el todo durante una hora y á la temperatura de 25° cent°, transcurridos los que, se pasa con expresion á través de un lienzo y se lleva el líquido resultante hasta consistencia de extracto espeso, en baño de Maria. Puede administrarse aromatizada con zumo de limon, asi como tambien en píldoras de uno, ó más granos.

Pocion de leche y harina de arroz. Se toma uno ó dos cuartillos de leche de vacas, lo más pura posible, y se agrega harina de arroz finamente pulverizada hasta formar una pasta homogénea: llegado este caso, se deseca, bien sea mediante una corriente de aire seco, ó bien por papel de Berzelius. Desecado el residuo, se pulveriza y pasa por tamiz tupido de seda: desleida en agua, sustancia de arroz ó té, constituye un excelente alimento.

La saliva es una mezcla de líquidos secretados por las diferentes glándulas que constituyen el aparato salivar. Aunque es imposible el negar la accion diastásica de la saliva, no por eso debe admitirse la grande importancia que como líquido digestivo de los principios amiláceos ha querido dársele. La permanencia de los alimentos en la cavidad de la boca es muy corta y por otra parte, el jugo ácido del estómago viene muy pronto á destruir la actividad de la ptialina.

La funcion principal que desempeña la saliva es puramente mecánica: favorece la division y deglucion del bolo alimenticio. La saliva mixta es opalina y tiene en suspension fragmentos de tegido epitálico y corpúsculos mucosos por lo cual se putrifica muy pronto. Su densidad oscila entre 1,004 y 1,006. El residuo seco es de 0,548 á 0,841 por 100 y contiene 21,5 por 100 de sustancias minerales; el resto se compone: 1.º, de ptialina insoluble en el alcohol y 2.º, de un principio

orgánico soluble en el alcohol. La ptialina forma próximamente la $\frac{1}{5}$ parte de dicho residuo.

Las principales sales de la saliva son los cloruros de sódio y de potasio (62 á 85 por 100 de la masa mineral), huellas de fosfatos y álcalis libres; así como de sulfocianuro de potasio, reconocible en la coloración roja que comunica á las sales férricas.

El líquido de las parotidas es más claro que el submaxilar: tiene gran cantidad de cal por lo cual da una reacción alcalina muy enérgica.

El jugo gástrico tiene la propiedad de liquidar los alimentos protéicos. Se distingue por su reacción espontáneamente *ácida*, por su gran actividad y por la completa ineficacia en la digestión de los cuerpos grasos y sustancias hidrocarbonadas.

La proporción de las materias sólidas del jugo gástrico es de 1,05 á 1,48 por 100 (Lehmann) ó 2,7 á 2,8 por 100 (Bidder y Schemit): la relación entre las sustancias orgánicas y minerales no es constante; según Frerichs, hay 0,98 por 100 de materia orgánica y 0,74 de sales, principalmente, cloruros de sódio, calcio, magnesio y de amonio; cantidades pequeñas de cloruro de hierro y fosfatos de cal disueltos. No se han encontrado fosfatos alcalinos ni sulfatos.

La sustancia orgánica consta de mucosa, ácido láctico, y varias sustancias animales entre las que descuella especialmente la *pepsina*.

Puede obtenerse artificialmente el jugo gástrico, dejando en digestión la mucosa del estómago de un cerdo en el agua acidulada por el ácido clorhídrico y láctico.

El jugo pancreático es secretado por el páncreas: se presenta bajo la forma de un líquido incoloro, límpido, viscoso, alcalino, coagulable por el calor, los ácidos y por el alcohol, pero con la circunstancia de que el coágulo es soluble en el agua; goza de la propiedad de emulsionar inmediatamente las sustancias neutras grasas, desdoblándolas después en glicerina y ácidos grasos, no se ha podido obtener puro más que por vivisecciones, practicando fistulas en comunicación con el canal colédoco. Su densidad y la proporción de principios solubles están en razón inversa de la cantidad de líquido segregado en un tiempo dado. La densidad varía desde 1,008 á 1,0506; la

cantidad de sustancias sólidas de 3,78 y 9,92 á 11,5 por 100. Se ha indicado también en esta secreción 0,026 de materia grasa parecida á la manteca; una sustancia soluble en alcohol, y en fin, 1,01 por 100 de sales minerales de las cuales 0,89 son solubles (cloruro de sódio, fosfatos alcalinos, huellas de sulfatos) y 0,12 insolubles (carbonatos de cal y de magnesia).

El jugo pancreático contiene un principio albuminoideo que le es propio, la *pancreatina* (se colora en rojo por el agua clorurada) al cual debe probablemente su propiedad emulsiva.

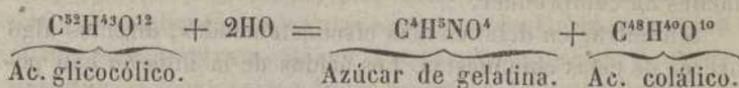
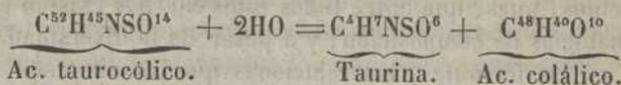
El líquido preparado en el páncreas debe ser considerado como el principal agente en la elaboración de las sustancias amiláceas: su importancia en la digestión de los cuerpos grasos no puede negarse, pero en cuanto á la disolución de los compuestos nitrogenados lejos de favorecerla, la perjudica completamente cuando se agrega en cantidades suficientes al jugo gástrico.

Modificados los alimentos por los diferentes jugos del aparato digestivo, se mezclan con la sangre venosa y pasa á los pulmones para convertirse en sangre arterial: el oxígeno que en el acto respiratorio reemplaza al ácido carbónico en la sangre pulmonal, entra en combinación con uno ó muchos principios inmediatos de la sangre contribuyendo de este modo y tomando parte en todas las funciones de la sangre arterial, á las que están estrechamente unidas, la formación, desarrollo, calor y conservación del cuerpo humano.

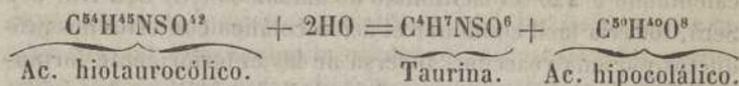
Bilis. La bilis es un líquido viscoso, de color verde, pardo ó amarillo, según el animal; de sabor un poco amargo; olor almizclado especial. Su reacción ordinariamente alcalina puede tornarse neutra, pero rara vez ácida. Se disuelve completamente en el agua.

La composición de esta secreción aunque estudiada muchísimas veces por los químicos más eminentes como Thénard, Berzelius, Tiedemann y Gmelin, etc., no se había determinado; hoy los trabajos de Demarcay, y sobre todo, los más completos de Strecker han dado gran luz sobre la naturaleza de la bilis. Dicha secreción contiene, combinados con la sosa y la potasa, y algunas veces el amoniaco, ácidos especiales característicos, que forman la casi totalidad de las sustancias orgánicas. Los más importantes y que se encuentran en el mayor

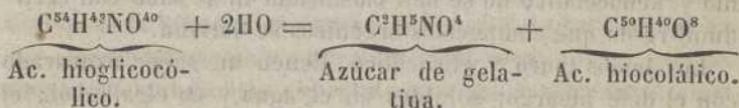
número de especies animales son, los ácidos *taurocólico* y *glicocólico*. Su carácter principal y que revela su constitucion molecular, es la propiedad que tienen de descomponerse en determinadas circunstancias (por la ebullicion con los álcalis, accion de presencia ó catalitica de ciertos compuestos protéicos) el primero en *taurina* y *ácido colálico*, y el segundo en azúcar de gelatina y ácido colálico. En efecto:



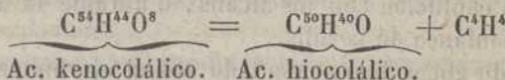
La bilis del cerdo contiene ácidos especiales, que tambien se descomponen en azúcar de gelatina, taurina y en un principio no nitrogenado; pero la composicion de este último se diferencia de la del ácido colálico en que tiene C^2H^2 de más y H^2O^2 de ménos. Hé aqui las ecuaciones:



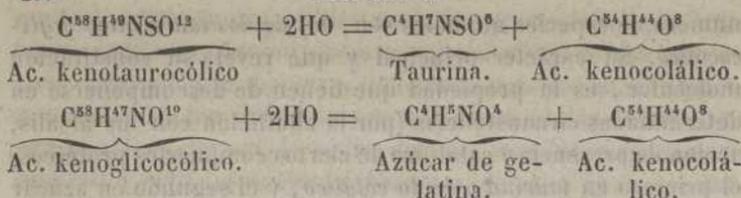
Y



Un hecho semejante se verifica en las aves. Los ácidos característicos de su bilis se descomponen en taurina y ácido kenocolálico; este último cuerpo es homólogo del ácido hicolálico y tiene por fórmula:



Además, tenemos que los ácidos kenotaurocólico y kenoglicocólico, homólogos de los ácidos hiotáurico é hiohlicocólico se desdoblán en ecuaciones semejantes en un todo. En efecto:



Vemos, pues, que entre todos estos cuerpos existen grandes analogías de composición, y á pesar de la diversidad aparente en las fórmulas, las relaciones que las unen son muy fáciles de comprender.

Sin entrar en detalles más circunstanciados, diremos algo acerca de estos compuestos. Los ácidos de la bilis no han podido prepararse artificialmente. Es cierto que por síntesis, han podido obtenerse el azúcar de gelatina y la taurina. La taurina es un cuerpo cristalizabile que resiste á una temperatura de 250° y á la acción de los ácidos más enérgicos; pero bajo la influencia de los álcalis se descompone en ácido acético sulfuroso y amoniaco; puede prepararse artificialmente calentando á 220° el iseltionato de amoniaco ($NH^4O, C^4H^5S^2O^7$). Será, todavía fácil combinar el ácido colálico con estos dos productos por una reacción, inversa de las anteriormente formuladas; pero el elemento especial, el ácido colálico ó los ácidos hio y kenocolálico no se han clasificado ni se sabe con certidumbre de qué compuestos orgánicos se derivan.

Los ácidos tauro y glicocólico, tienen un sabor azucarado con el deje amargo; solubles en el agua y en el alcohol; el glicocólico puede cristalizar. Sus sales son generalmente solubles en el alcohol, insolubles en el éter; las de base alcalina se disuelven en el agua. Mezcladas con azúcar y ácido sulfúrico, dan una coloración púrpura ó violeta (reacción de Pettenkoffer): las descomposiciones arriba formuladas, se verifican por la ebullición con los álcalis, ó durante la descomposición espontánea de la bilis.

El ácido glicocólico, calentado con el clorhidrico concentrado pierde un equivalente de agua transformándose en ácido colónico $C^{52}H^{43}NO^{12} = 2HO + C^{52}H^{41}NO^{10}$.

El ácido colálico, cristaliza en prismas; es muy poco soluble en agua, pero se disuelve en el alcohol y en el éter. A

200° pierde un equivalente de agua transformándose en ácido coloidico $C^{48}H^{40}O^{10} = C^{48}H^{38}O^8 + 2HO$ insoluble en el agua y en el éter, soluble en el alcohol.

A 290°, el ácido coloidico pierde otro equivalente de agua y no se disuelve en el alcohol ni en el éter; la dislisina formada de este modo, es un poco soluble en el éter: se origina por la ebullicion del ácido colálico en el ácido clorhidrico. El ácido hiocolico es insoluble en el agua y éter, soluble en el alcohol, y experimenta transformaciones semejantes á las del ácido glicocólico originando los siguientes compuestos: ácido hiocolálico, hiocoloidico, hidislisina. Los ácidos hiotanrocólico y kenoglicocólico, son poco conocidos; la existencia del último es hipotética y está por discutir. Los taurocolatos predominan en la mayor parte de los animales. La determinacion de este cuerpo es muy sencilla; reconocida la ausencia de los sulfatos, basta dosizar el azufre y calcular, segun esto, la proporcion de sal orgánica, sabiendo que ésta contiene 6 por 100 de azufre.

Las bilis del hombre, perro, pez, reptil, no suministran más combinacion que la táurica. Por lo general la sosa predomina en exceso ó se encuentra libre. En los peces y reptiles del mar, predomina la potasa sobre la sosa, y lo contrario en los de agua dulce. Este hecho anunciado por Strecker, ha servido de punto de partida en un trabajo de Mr. Wetheril acerca de la bilis de los emididos. Resulta de sus experimentos que las tortugas de agua dulce, contienen mayor cantidad de potasa que de sosa, en tanto que las de agua salada contienen proporciones iguales de las dos bases.

Strecker, ha descubierto recientemente en la bilis una base enérgica, *la colina*, cuya composicion estaria representada por $C^{19}H^{12}NO^2$: ha indicado igualmente la presencia de la lecitina, sustancia que se descompone por el agua de barita en ácido fosfoglicérico y ácidos grasos, así como tambien la del ácido sarcolético.

Se encuentra tambien en la bilis *la colesterina*, insoluble en el agua, pero que se disuelve en ella á favor de los taurocolatos; cristaliza en tablas romboidales que se coloran en rojo, mezclándolas con cinco partes de ácido sulfúrico y una parte de agua. Su composicion corresponde á la fórmula $C^{52}H^{44}O^2$.

Por sus propiedades físicas se asemeja á los cuerpos grasos; se disuelve en el alcohol y en el éter; se funde á 155° y destila á 360°, sin descomponerse. Su proporcion en la bilis normal, no se ha determinado aun exactamente por la gran dificultad que se experimenta en separarla de la materia grasa.

La bilis, contiene además grasas (oleina, estearina, margarina), jabones alcalinos y urea.

Las principales sales y compuestos minerales son: cloruro de sódio, fosfato de sosa, de potasa, fosfatos de cal y de magnesia, óxido de hierro y silice.

400 partes de bilis contienen:

10,00 á 17,7	de residuo sólido en el hombre.
10,00	13,0 — — buey.
10,00	11,8 — — cerdo.

Las sales especiales (tauro y glicolatos), constituyen de 55 á 61 por 100 del residuo sólido en el hombre.

Las grasas y la colessterina forman 26,7 — 30,4 por 100; las materias minerales 6,14 por 100 en el hombre y 12,7 por 100 en el buey.

400 partes de cenizas de bilis de buey, contienen:

Cloruros de sódio.	27,70
Fosfato de sosa.	16,00
— potasa.	7,50
— cal.	3,02
— magnesia.	1,52
Oxido de hierro.	1,52
Silicé.	0,36

El resto lo componen los álcalis de los colatos.

Las funciones de la bilis son complejas; la más inmediata es la de neutralizar los ácidos que hay en el duodeno; disuelve tambien aunque más débilmente, las sustancias grasas neutras; facilita la adhesion y movimiento de los líquidos en la superficie ó á través de las membranas; y en fin, deter-

mina por su presencia la liquefaccion completa de los alimentos protéicos en los intestinos delgados. La bilis se emplea para desengrasar y en la pintura.

Esperma. Es mucilaginoso, y de un olor *sui generis*; su reaccion es alcalina; no se altera por la ebullicion. El principio orgánico que contiene se apróxima mucho por sus caracteres al del mucus: despues de desecada no se disuelve ya en el agua. La esperma es muy rica en sustancias orgánicas (15 por 100 en el toro). El peso de las grasas llega á 2,165 por 100 y el de las inorgánicas á 2,596 por 100 compuestos principalmente de fosfatos de magnesia y cal.

El huevo humano y el de los mamíferos han sido poco estudiados químicamente; por lo demás presentan los mismos elementos que el de las aves cuyo exámen se ha podido profundizar y el cual nos servirá de tipo.

El huevo de gallina consta, término medio, de 60 partes de clara y 40 de yema: la clara está compuesta de albúmina, agua, y un poco de sustancia azucarada; la yema consta á su vez de agua, bitelina, cuerpos grasos, ácido láctico, fosfatos, cloruros y hierro: la albúmina es muy soluble en agua fría, más no cuando esta posee una temperatura de 60 á 70°; una disolucion acuosa y muy diluida de albúmina de huevo, abandonada á sí misma durante algunos dias, no es ya coagulable por el calor: todos los ácidos, excepto el acético y fosfórico, precipitan la albúmina; el ácido clorhídrico caliente la disuelve, produciendo un liquido azulado. La albúmina de los huevos de todas las aves no presenta los mismos caracteres que la de los huevos correspondientes á las gallináceas: los álcalis cáusticos transforman la albúmina en proteina; los álcalis térreos y ciertas sales metálicas, como por ejemplo, el cloruro mercúrico, se combinan directamente con la albúmina, dando origen á compuestos insolubles. La yema de huevo de gallina se halla esencialmente constituida, segun dejamos dicho, por sustancias, grasas y bitelina; la de los huevos de pescado cartilaginoso contiene ictina.

La *leche* está formada de agua, caseina, albúmina, lactosa (azúcar de leche), sales y sustancias grasas en proporciones diversas y variables; abandonada á sí misma, fermenta, y segun las circunstancias puede sufrir varias fermentaciones suce-

sivas, tales como la láctica, alcohólica y acética: la mayor parte de las sales metálicas, así como los ácidos, el alcohol, tanino y ciertas plantas coagulan la leche.

Puede conservarse la leche, bien sea condensado en ella, muchas veces su volúmen de ácido carbónico, ó bien, por el método de Appert (el vacío), previamente adicionada de azúcar y reducida por la evaporación al estado de extracto.

La leche secretada por las glándulas mamarias, algunos días antes y después del parto, se denomina *colostrum*; difiere esencialmente de la leche normal, en que no contiene caseína y en la fluidez que adquiere en presencia del amoníaco, el fraude más frecuente á que se somete la leche, es añadirle agua, almidón ó privarla de la manteca. Se evidencia este fraude, bien sea por medio de areómetros especiales, bien por medio del lactoscopio, por la tintura de iodo, ó bien, en fin, determinando por la análisis la cantidad de estos principios inmediatos.

La leche ofrece algunas veces una coloración azul ó amarillenta, en virtud de la gran cantidad de infusorios coloreados que se desarrollan en su masa.

La caseína ($C^{48}H^{36}N^6O^6$) procedente de la leche ordinaria, no es pura sino después de haber sido disuelta en frío en el carbonato de sosa, precipitada por el ácido sulfúrico y tratada sucesivamente por el alcohol y el éter: la caseína es incolora, inodora, ligeramente ácida, casi insoluble en agua, pero soluble en los líquidos alcalinos; bajo la acción de la potasa concentrada se transforma en proteína, disolviéndose por la ebullición en el ácido clorhídrico y constituyendo un líquido de color azul. Engendra por la putrefacción la leucina ($C^2H^3NO^4$).

Adicionada la leche con azúcar fermentado, y abandonando el líquido á sí mismo, se produce gran cantidad de ácido láctico ($C^6H^6O^4$), el cual se obtiene transformando el lactato de cal bruto en lactato de zinc y descomponiendo luego este por el hidrógeno sulfurado; ó bien, verificándolo por el ácido sulfúrico y luego añadiendo alcohol que deja como insoluble al sulfato de cal.

El ácido láctico es incristalizable; á 150° empieza á perder el agua, quedando á 250° perfectamente anhidro (lactida = $C^{12}H^8O^8$); tratada esta sustancia por el amoníaco se convierte

en lactámina: el ácido láctico se emplea en medicina bajo la forma de lactato de hierro.

La manteca no puede ser de buena calidad y perfecta si no ha sido fabricada á la temperatura de 10 á 12°, con buena leche ó crema bien batida durante un tiempo que varía segun las estaciones: la manteca de buena calidad debe ofrecer un aspecto mate ó formar una pasta fina y dotada de un olor ligeramente aromático y agradable; en una palabra, sus cualidades dependen de la naturaleza de la leche de donde procede. Se conserva la manteca sustrayéndola á la accion de toda sustancia que pueda ejercer el papel de fermento; por esta razon son escelentes preservativos para su conservacion, una baja temperatura, el abrigo del contacto del aire, y en fin, la sal comun.

El queso es la caseina de la leche que ha experimentado cierto grado de fermentacion: la fabricacion del queso comprende cinco operaciones distintas, á saber: 1.ª, coagulacion de la leche: 2.ª, division de la parte coagulada: 3.ª, compresion del coágulo: 4.ª, salazon: 5.ª, fermentacion del cuajo. Las alteraciones del queso son ocasionadas principalmente por ciertas clases de insectos, tales como el ciron y varias especies de moscas; puede impedirse este efecto matando dichos insectos con fumigaciones de cloro ó ácido sulfuroso, así como tambien con lociones de vinagre ó hipoclorito de cal.

ORINA.

Entre las sustancias segregadas espelidas por el cuerpo la más notable es la orina. Los órganos secretorios de este líquido son los riñones situados en el hombre y demás mamíferos uno en cada lado del abdomen cerca de la columna vertebral; su color es rojo oscuro y su forma parecida á la de una avichuela. Su sustancia consta de dos porciones, la exterior llamada cortical y otra interna compuesta de hacedillos que terminan en una cavidad membranosa llamada cáliz, constituyendo la reunion de todos el bacinete. La orina producida en la porcion cortical desciende por los canalitos

de la sustancia medular y por los cálices pasa al bacinete del cual se dirige por los ureteres (tubos membranosos del grueso de una pluma) que descienden oblicuamente hasta la vejiga. La vejiga urinaria es una bolsa algo cónica situada en la parte inferior del abdomen formada por una membrana mucosa, rodeada de fibras carnosas; de ella sale un canal estrecho llamado *uretra* por el que se escruta la orina.

Los elementos constitutivos y constantes de la orina humana normal son de naturaleza mineral ú orgánica. Entre los primeros y con relacion á la importancia de su cantidad tenemos los siguientes:

Agua; cloruros alcalinos (de sódio y de potasio), fosfatos alcalinos (fosfatos ácidos de sosa y de potasa), fosfatos alcalino térreos (fosfatos ácidos de cal y de magnesia), sulfatos alcalinos, amoniaco, huellas de sílice y de fluoruros (floruro de calcio), de hierro (no siempre) y por último gases (ácido carbónico libre ó combinado, nitrógeno y oxígeno).

Las materias orgánicas son por orden de su importancia: la urea, ácido hipúrico, ácido úrico, creatinina, creatina, ácido láctico (no siempre), glucosa (su existencia en la orina normal, aun no se ha admitido por la generalidad de los químicos), ácido oxálico combinado con la cal, (falta algunas veces), grasas (oleina y estearina), una materia colorante especial, mucus, principios indeterminados y por último elementos morfológicos como restos de epitelium, corpúsculos mucosos (mucosa vesical y de la uretra). Además Liebig ha indicado en la orina del perro la existencia de un ácido especial, el ácido cinurénico. Las proporciones relativas de estos numerosos compuestos oscilan entre ciertos límites segun multitud de circunstancias fisiológicas ó patológicas. La especie, del animal, el estado normal ó anormal del mismo, la edad, sexo, gestacion, la hora del dia en que se hace el análisis, el movimiento, trabajo intelectual, la composicion química y la cantidad de los alimentos ingeridos etc. etc., son otras tantas causas que influyen en la cantidad de orina segregada en un tiempo dado y en la composicion cuantitativa de la mencionada secrecion.

El cuadro siguiente representa la composicion de la orina emitida en 24 horas por diez personas adultas, en buen esta-

do de salud y colocadas en condiciones ordinarias de nutrición. Este análisis es debido á Mr. Bodeker.

	1.	2.	3.	4.	5.	6.	7.	8.	9.	10
Densidad. . .	1,028	1,049	1,023	1,025	1,019	1,015	1,024	1,035	1,023	1,017
Cantidad de orina.	1430 c.c.	2160	1150	615	1600	1370	1030	1380	1030	1150
Residuo sólido aproximado. . .	65,8	76,7	60,4	•	•	56,8	•	•	52,8	38,8
Urea.	38,9	38,1	35,3	33,0	31,4	30,2	28,1	23,8	22,4	20,3
Acido úrico . . .	4,3	0,6	0,5	4,2	0,7	0,3	4,4	•	0,4	0,3
Cloro.	6,3	12,6	6,0	4,7	11,6	3,8	8,2	6,9	9,7	6,9
Acido fosfórico.	4,0	3,2	2,3	2,0	2,8	3,2	2,3	2,9	2,9	1,8
—sulfúrico.	1,9	4,4	4,1	1,9	2,9	2,6	2,6	2,3	2,3	1,5
Cal.	0,4	0,2	0,6	0,2	0,5	0,2	0,3	0,3	0,3	0,2
Magnesia.	•	•	•	•	•	0,2	0,2	•	•	0,1

El ácido hipúrico que no se encuentra en este cuadro, está representado constantemente por un número casi siempre doble del ácido úrico. Como se vé el ácido fosfórico es sensiblemente proporcional á la urea.

Los gases obtenidos de la orina fresca, no aereada, tienen muy distinta composición segun que se proceda al análisis durante la digestión ó pasado algun tiempo.

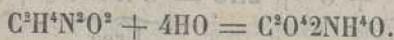
	DENSI- DAD.	UREA %	GAS EN UN LITRO DE ORINA.						100 PARTES DE GAS LIBRE CONTIENEN.		
			Gas lib.	Gas com.	CO ₂ lib.	CO ₂ com.	N.	O.	CO ₂	N.	O.
Orina de la mañana despues de catorce horas de abstinencia.	1,0113	1,57	52,4	18,8	44,1	18,8	8,6	0,2	84,2	15,2	0,5
Orina tomada dos horas des- pues de comer.	1,0213	2,43	10,8	52,5	99,6	52,5	7,8	0,5	92,3	7,2	0,5

La orina al salir de la vejiga ofrece una reaccion ácida; muy pocas veces neutra ó alcalina. Dicha reaccion, en otro tiempo, atribuida al ácido láctico y tambien al acético resulta de la presencia de los fosfatos ácidos alcalinos, y alcalino térreos (principalmente de los fosfatos ácidos de sosa y de cal). Los ácidos hipúrico, láctico y úrico, apoderándose de una parte del álcali de los fosfatos neutros los hacen pasar al estado de sales ácidas, pudiendo suceder tambien que queden libres y en exceso los ácidos hipúrico y láctico.

Pasado algun tiempo de permanencia en el aire aumenta la reaccion ácida y se forma un depósito cristalino de ácido úrico. Este fenómeno puede atribuirse á fermentaciones lácticas y acéticas.

Antes de pasar más adelante será conveniente hacer conocer las propiedades químicas de la urea, del ácido úrico é hipúrico. La densidad de la urea es igual á 1,118: tiene la composición del cianato de amoniaco del que representa una modificación molecular ($C^2H^4N^2O^2 = C^2NONH^4O$); siempre que se trata de preparar esta sal por los procedimientos ordinarios (combinación directa del ácido cianico con el amoniaco ó doble cambio del cianato de potasa con el sulfato de amoniaco), se obtiene la urea que ni tiene los caracteres de los cianatos ni los de las sales amoniacaes.

La urea bajo la influencia de la humedad se transforma en carbonato de amoniaco.



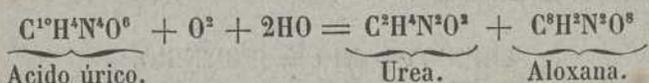
Esta reaccion la produce una especie de fermentacion orgánica especial, (que bien pudiéramos llamar úrica) cuando la orina se deja abandonada al oxígeno del aire, cierta temperatura y la presencia de una materia albuminoidea. Se forma tambien la urea por la acción de los álcalis sobre la creatina, del ácido clorhídrico sobre la alantoina, por la oxidacion del ácido úrico y la descomposicion de la aloxana en presencia de las bases. La oxidacion del oxamido puede suministrarnos la urea.

Se obtiene generalmente la urea destilando una mezcla de cianato de potasa y sulfato cinónico. Cristaliza en prismas largos aplanados, transparentes, de sabor fresco, muy solubles en el agua y en el alcohol mucho más si está caliente, poco solubles en el éter.

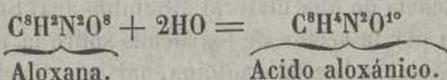
Se combina directamente con ciertos ácidos; con el ácido nítrico forma el nitrato de urea ($C^2H^4N^2O^2NO^3$) poco soluble en el agua, que se separa de la orina concentrada por evaporacion, despues de haber añadido acido nítrico, bajo la forma de agujas cristalinas anacaradas; puede igualmente combinarse con los ácidos oxálico, carbónico, y clorhídrico.

Algunas sales metálicas especialmente el nitrato de mercurio (HgO, NO^3) precipitan la urea de sus disoluciones neutras. El precipitado producido por la sal de mercurio tiene por fórmula ($C^2H^4N^2O^24HgONO^3$). Se utiliza este carácter para la dosizacion de la urea.

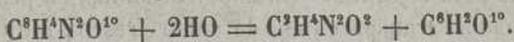
El ácido úrico no se ha podido producir artificialmente. Se extrae de la orina ó de los excrementos de algunos animales que como las aves y serpientes mezclan antes de su espulsion las orinas con las materias fecales, suele prepararse con los excrementos de la serpiente boa, casi constituidos de ácido úrico. Su composicion está representada por la fórmula ($C^10H^4N^4O^6$). El ácido úrico es muy poco soluble en el agua; se obtiene bajo la forma de un polvo cristalino blanco precipitándolo por el ácido clorhídrico de sus disoluciones alcalinas: es bibásico. Los agentes oxidantes lo descomponen en urea y aloxana; en efecto



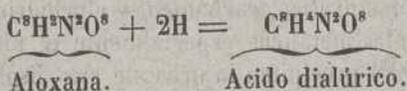
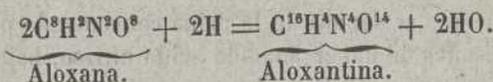
La aloxana fija agua en presencia de los álcalis y se transforma en ácido aloxánico.



Por último, el ácido aloxánico por la ebullicion se descompone en urea y ácido mesoxálico.

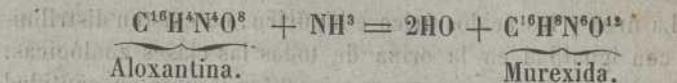


Los agentes reductores transforman la aloxana en aloxantina y ácido dialúrico; en efecto

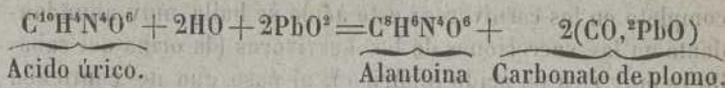


La aloxantina en presencia del amoniaco da una materia colorante purpúrea, de magnífico aspecto, *la murexida* ó pur-

purato de amoniaco análogo al polvo de cantárida y muy usada en la tintorería para la impresion de tegidos.

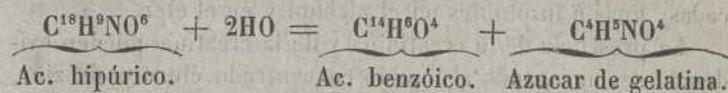


Hervido el ácido úrico en el agua, con sobreóxido de plomo produce la alantoina.

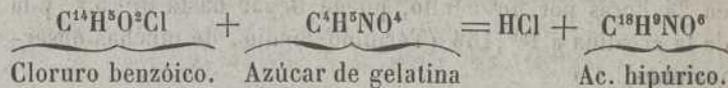


El ácido hipúrico debe ser considerado como resultante de la union de un equivalente de azúcar de gelatina y otro de ácido benzóico, ménos los equivalentes de agua. En efecto, existen dos hechos muy notables en apoyo de esta teoría: á saber:

1.° Mediante la ebullicion en los ácidos, ó por una especie de fermentacion de la orina en vías de putrefaccion, el ácido hipúrico se descompone en ácido benzóico y en azúcar de gelatina.



2.° El ácido hipúrico se reproduce por la accion del cloruro benzóico sobre el azúcar de gelatina.



Se aísla este ácido vertiendo el hidroc্লórico sobre la orina concentrada, reducida á la octava parte de su volúmen primitivo.

Se presenta bajo la forma de prismas incoloros, transparentes, de sabor amargo, reaccion sumamente ácida, poco solubles en agua fria. Los cuerpos oxidantes ejercen su accion sobre el azúcar de gelatina y dejan al ácido benzóico en liber-

tad. Cuantas veces se introduce en la economía animal un compuesto cualquiera benzóico ó cinámico, se transforma en ácido hipúrico.

La urea y los ácidos úrico é hipúrico, no existen distribuidos con igualdad en la orina de todas las clases zoológicas. Así, pues, en los carnívoros se encuentra la urea en cantidad mucho más crecida que entre los hervívoros y el hombre; en cambio el ácido úrico está en menor proporción que en este, y aun puede faltar (en el perro). El ácido hipúrico falta por completo en los carnívoros; este ácido se halla muy abundante en las secreciones de los hervívoros (la orina del caballo es muy rica en ácido hipúrico), al paso que no contienen ácido úrico.

Los excrementos de las aves, reptiles, tortugas y pescados abundan mucho en ácido úrico.

Podemos decir, generalizando, que el aumento en las proporciones de urea, indica siempre una disminución de ácido úrico, ó lo que es lo mismo, las cantidades de una ú otra sustancia están en razón inversa.

No se ha determinado aun la composición del ácido cinurénico, aislado por Liebig, en la orina del perro, probablemente no contiene nitrógeno; se presenta en agujas muy delicadas, finas é insolubles en el alcohol y en el éter.

La presencia de la creatinina y de la creatina pueden evidenciarse, agregando al líquido concentrado cloruro de zinc, pasado cierto tiempo se combina la creatinina con esta sal, formando un depósito cristalino, en el cual se encuentra también la creatina: la cantidad de esta última sustancia, emitida en 24 horas por un adulto, puede llegar hasta 0^{gr.}55, y la de la creatina á 1^{gr.}466 (Término medio, de muchas observaciones).

En la orina humana existen también huellas de xantina (500 kil. han dado 1 gr.)

Las cantidades de ácido láctico preexistentes en la orina reciente, antes de fermentar, dependen del alimento y de las condiciones en que se encuentra el organismo.

Fáltanos todavía examinar si hay ó no azúcar en la orina normal. Añadiendo acetato neutro de plomo se determina en el líquido un precipitado en el que no se nota huella alguna de

dicha sustancia. Filtrado el líquido, adicionado de amoniaco, suministra un nuevo depósito, el cual lavado y descompuesto en suspension en el agua, por una corriente de hidrógeno sulfurado da un líquido que reduce enérgicamente la disolucion de cobre alcalino, sin embargo este carácter no es suficiente para establecer con certidumbre la existencia de la glucosa, seria necesario, por lo menos agregar la produccion de alcohol por fermentacion. Jones ha encontrado por el precedente método dos ó tres gramos de azúcar en la orina emitida en 24 horas.

Nada de cierto sabemos acerca de la naturaleza de la materia colorante: se han encontrado algunas veces caracteres del pigmentum biliar.

Todo cuanto dejamos dicho acerca de la orina se refiere al individuo sano: la proporcion de los cuerpos mencionados varia extraordinariamente por las alteraciones del organismo.

En las enfermedades inflamatorias varia la proporcion de urea, pero en general va en aumento; hecho que tambien se observa relativamente al ácido úrico, y por el contrario, hay una disminucion en las sales, excepto los sulfatos: la orina de los tísicos es rica en ácido úrico, como la de las flegmasias, y además contiene mucha grasa; los hidrópicos y los atacados de *nephritis albuminosa*; emiten una orina pobre en urea, pero rica en albúmina; en la ictericia aparece la orina coloreada por la bilis, y en la diabetes sacarina se observa constantemente la presencia de la glucosa y del ácido hipúrico. La orina denominada quilosa contiene albúmina y grasa; en la *hipurita* la orina es rica en ácido hipúrico y pobre en urea; por último, en la raquitis posee la orina mucho fosfato y ácido láctico: la orina de los cloróticos carece de hierro.

Se reconocen los cálculos úricos por la coloracion purpúrea que el amoniaco desenvuelve en el residuo rosáceo que la disolucion nítrica abandona por la evaporacion: los cálculos fosfáticos desprenden amoniaco por la accion del calor; son fusibles, solubles totalmente en el ácido hidroclórico, y solo en parte en el ácido acético. Los reactivos ordinarios acusan la presencia del ácido fosfórico en la disolucion hidroclórica de estos cálculos. Los cálculos de oxalato de cal están caracterizados por el residuo de cal viva que dejan cuando se les cal-

cina, los de cistina en el olor aliáceo que desprenden cuando se les echa sobre las ascuas; y en fin, se distinguen los cálculos xánticos de los úricos, en que el residuo de la evaporacion correspondiente á la disolucion nítrica de los primeros, no adquiere el color purpúreo mencionado bajo la accion de los vapores amoniacales.

Se determina la urea, evaporando el alcohol que contenga en digestion el extracto de orina; tratado el residuo por el ácido nítrico débil, dá el nitrato de urea: el residuo insoluble en el alcohol está constituido por sales minerales, uratos, y ácido úrico. El microscopio puede servir tambien para reconocer las sales disueltas en la orina: el ácido nítrico es el mejor reactivo para descubrir la albúmina en la orina.

Se evidencia la bilis en la orina, agitando la secrecion con éter; cuyo líquido tomará un color verdoso, ó bien tratando el precipitado que en ella determina el acetato de barita por el ácido hidroclórico alcoholizado, el cual se teñirá en seguida de un color verde, finalmente, se descubre la presencia del ácido hipúrico en dicho líquido, vertiendo un poco de ácido clorhídrico en la orina concentrada por evaporacion; al cabo de algunas horas se precipitan cristales de ácido hipúrico.

Se dosiza la glucosa contenida en la orina, sea por procedimientos ópticos, ó bien por la fermentacion: cuando solo se trate de comprobar su presencia, aunque sea en corta cantidad, se hace uso de la accion que el ácido sulfúrico ejerce en caliente sobre el residuo que algunas gotas de orina dejan sobre una cápsula de porcelana, ó bien se emplea el cloruro estánnico, ó en fin, el tártrato cúprico potásico. El hierro se reconoce mediante la accion del ferrocianuro potásico. La orina sirve como abono, ó como carbonato de amoniaco en las fábricas de tintorería.

Los excrementos contienen escretina ($C^{78}H^{78}SO^2$), ácido escretórico, margaratos, ácido butírico, bilis, y algunas veces colessterina: el ácido butírico acompaña siempre á los excrementos de los carnívoros, mientras que el margárico figura constantemente en el de los hervívoros. El *meconium* es notable por su riqueza en colessterina: en muchos países de Europa se utilizan las deyecciones humanas como excelentes abonos. Los principales cuerpos desinfectantes de las heces, son

las sales metálicas, capaces de originar sulfuros insolubles.

El sudor es un líquido ácido segregado por pequeñas glándulas de forma especial y que existen en gran número en el espesor del dermis, dicho líquido, difícil de obtener en cantidades crecidas especialmente en condiciones normales, (sometido un adulto á un baño de vapor puede producir 25 gramos de sudor por minuto) es como todo el mundo sabe, claro, transparente, incoloro, de un sabor salado y olor variable segun la persona que lo escreta. Se caracteriza y distingue perfectamente de los demás productos escrementicios por la presencia de los ácidos volátiles inferiores de la serie de ácidos grasos, los más importantes son el ácido fórmico y el acético: los ácidos butirico y propiónico se encuentra aunque en menores proporciones. Tambien se ha indicado la presencia de un ácido azoado especial *el ácido sudórico* ($C^{10}H^8NO^{12}?$); pequeñas cantidades de urea (0,088 por 100); la existencia de la urea no está admitida por todos. Los ácidos volátiles contienen la mayor parte de las sustancias orgánicas del sudor.

Evaporado el residuo da al análisis próximamente 50 por 100 de cloruros alcalinos, especialmente el cloruro de sódio. Todavía mencionaremos huellas de fosfato de sosa, fosfatos de cal y de magnesia, sulfato de sosa, óxido de hierro y sales amoniacales.

La proporción de materias sólidas debe necesariamente variar con la cantidad de líquido segregado en igualdad de tiempo y los medios que se emplean para provocar una transpiración abundante. Se ha encontrado que variaba la proporción de dichas materias entre 0,44 y 1,4 por 100. Segun Krause, un adulto escreta por la piel diariamente 791^{gr.},5 de agua; 7,58 de materia orgánica volátil y 2,66 de sales. Estas cifras no pueden tomarse más que próximamente.

Varias son las sustancias que previamente introducidas en el estómago pasan al sudor, tales son los ácidos benzóico y cinámico.

El pus de buena naturaleza es neutro; posee un olor fétido, un sabor azucarado, mientras que el de mala naturaleza es alcalino, fétido, y contiene sulfidrato de amoniaco: sea cualquiera la condición del pus, siempre es más denso que el agua, lo cual le distingue del mucus.

La putrefaccion es un fenómeno de naturaleza muy compleja; pero que sin embargo guarda cierta analogia con la fermentacion: la materia organizada termina por transformarse en agua, ácido carbónico y amoniaco, despues de haber experimentado una série de metamorfosis, aun no bien conocidas. Puede evitarse la putrefaccion, colocando la sustancia animal al abrigo de las causas que favorecen la fermentacion: dichas precauciones pueden reasumirse en las siguientes:

- 1.^a La desecacion.
- 2.^a La salazon.
- 3.^a El frio.
- 4.^a La desoxigenacion, ó ausencia del oxígeno.
- 5.^a Y en fin, la accion de los antisépticos.

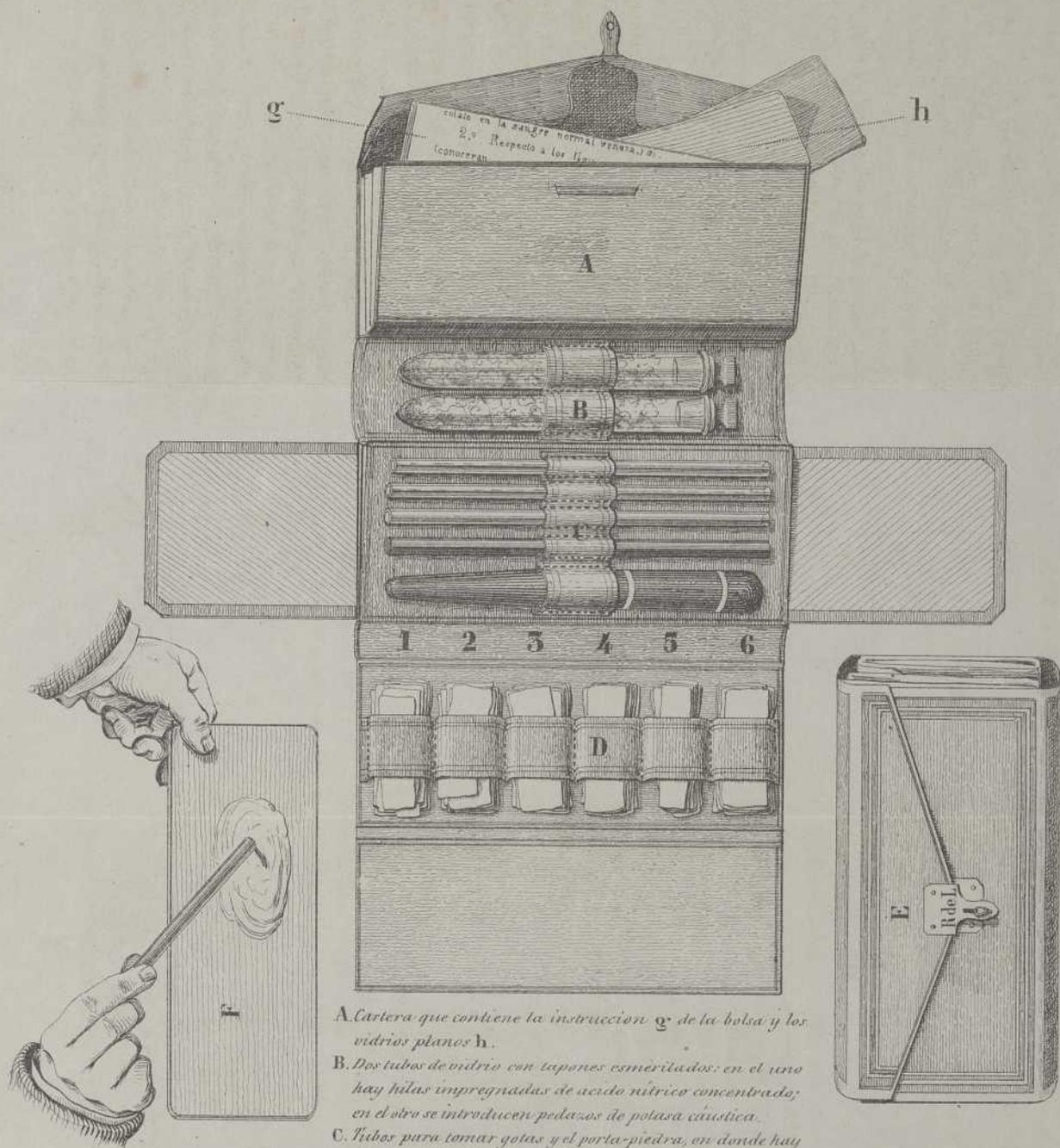
Todo lo que impide ó paraliza la accion del oxígeno húmedo sobre los seres organizados es un agente conservador ó un antiséptico.

Las sustancias que los antiguos empleaban para los embalsamientos, consistian en polvos odoríferos, resinas ó bálsamos; los egipcios momificaban los cadáveres impregnándolos con sustancias breosas, despues de haberles sometido á la accion prolongada del natron ó sesquicarbonato de sosa. Toda sustancia que posea la facultad de preservar la putrefaccion que pueden experimentar las materias orgánicas, goza implícitamente del carácter especial de paralizar la accion del oxígeno ó la del aire; cuando dicha accion deja de ser suspendida ó paralizada, concluye, bajo el concurso de la humedad y de cierta temperatura por reducir los elementos de la sustancia orgánica á la forma mineral más sencilla, á saber; el carbono al estado de ácido carbónico, el hidrógeno, bajo el de agua, y el nitrógeno en amoniaco.

BOLSA QUÍMICO-MÉDICA.

Una idea feliz hizo reunir en una especie de saco los instrumentos de cirujía de uso más habitual, con el objeto de proporcionar á los facultativos la manera de utilizar su ciencia en caso necesario: una idea semejante nos ha conducido á

CARTERA QUÍMICA DEL Sr. D. RAMON DE LUNA.



- A. Cartera que contiene la instrucción *g* de la bolsa y los vidrios planos *h*.
- B. Dos tubos de vidrio con tapones esmerilados: en el uno hay hilas impregnadas de ácido nítrico concentrado; en el otro se introducen pedruzcos de potasa cáustica.
- C. Tizas para tomar gotas y el porta-piedra, en donde hay por un lado potasa cáustica y en el otro piedra infernal.
- D. Colección de reactivos de papel: 1. Circuná, 2. Tornasol, 3. Tornasol enfriado, 4. Molibdato de Ammoníaco, 5. acetato triplúmbico, 6. papel negro en donde se halla envuelto el subnitrato de bismuto.
- E. Representa la cartera cerrada.
- F. Indica el momento de operar sobre una secreción cualquiera.

preparar una *bolsa química*, destinada á permitir al médico demostrar con facilidad, junto á la cama misma del enfermo, las alteraciones patológicas de los fluidos que hemos examinado en el curso de esta lección.

Con el objeto de que los alumnos y demas personas puedan formarse una idea clara de dicha bolsa, incluimos la litografía y copiamos el informe leído ante la Academia de Medicina de París:

INFORME sobre la bolsa químico-médica inventada por el profesor D. Ramon Torres Muñoz de Luna, de Madrid, y leído ante la Academia imperial de Medicina en la sesión de 31 de marzo de 1863, por los Sres. Wurtz y Lecanu, informantes.

Esta bolsa tiene 14 centímetros de largo, 3 de diámetro y 3,5 de espesor; pesa 180 gramos (unas 6 onzas), y presenta cuatro divisiones en esta forma.

La primera (D) contiene paquetitos de papel reactivo (azul y rojo de tornasol, amarillo de cúrcuma, de ioduro y ferrocianuro potásico), para reconocer los envenenamientos por las sales de mercurio, cobre, etc.; papeles impregnados de acetato básico de plomo, de molibdato de amoniaco, y por último, papel negro en donde se halla envuelto el subnitrito de bismuto.

En la segunda división (C) hay tres tubos abiertos por ambos extremos para tomar gotas; un tubo sólido de vidrio (agitador) y el porta-piedra, en donde hay por un lado potasa cáustica y en el otro piedra infernal.

La tercera división (B) contiene dos tubos de vidrio resistentes, cerrados por un extremo y tapados por el opuesto con tapon esmerilado: en uno de estos tubos hay pedacitos de potasa cáustica y en el otro una masa de hilas impregnadas de ácido nítrico concentrado y puro.

Finalmente la cuarta (A) contiene dos vidrios planos *h* de 12 centímetros de largo por 4 de ancho, y la instrucción *g* de la bolsa.

¿Se trata de reconocer la orina? La simple inmersión en la misma de los papeles reactivos colorados, indicará si es ácido, alcalina ó neutra; el papel impregnado en el molibdato

de amoniaco demostrará la falta señalada por varios quimicos de los fosfatos alcalinos y térreos , en el momento en que cese de desarrollarse el color amarillo que dicho papel adquiere bajo la influencia de los fosfatos lijaramente adicionados de ácido nítrico ; á su vez, el papel impregnado de subacetato de plomo adquirirá un color negro á la menor porcion de sulfidrato de amoniaco que se produzca á consecuencia de un principio de alteracion pútrida.

Para reconocer la urea que puede haber desaparecido en a orina, se empieza por echar ocho ó diez gotas de esta sobre una de las placas de vidrio , y acto continuo se concentra dicha orina calentándola con precaucion sobre la llama de una bujia cualquiera , y luego se deja enfriar completamente. Hecho esto se introduce uno de los tubos de vidrio cilindricos y abiertos por ambos extremos en el frasco de vidrio que contiene las hilas impregnadas en ácido nítrico , y apoyando lijaramente con el dedo indice la otra abertura , se obliga á que aquellas exuden un poco del referido ácido , el cual , alzando el dedo , asciende en el interior del tubo á causa de la capilaridad del mismo ; por manera que , con solo tapar segunda vez con el indice la mencionada abertura , pueden sacarse, dentro del tubo, dos ó tres gotas de ácido, las que se dejarán caer sobre la orina concentrada y fria. En el instante mismo del contacto la mezcla se convierte en una masa sólida , formada de escamas nacaradas correspondientes al nitrato de urea : la proporcion de esta masa indicará la cantidad relativa de urea existente en la susodicha secrecion.

¿Hay sospecha de que existe albúmina en la orina ? Pues hé aquí cómo se opera.

Despues de haber echado sobre dos placas de vidrio algunas gotas de orina , se hace caer sobre cualquiera de ellas una ó dos gotas de ácido nítrico ; hecho esto se calientan las otras como anteriormente sobre la llama de una bujia , y á la temperatura próxima de 100° : á la menor porcion de albúmina que exista en la orina se producirá un coágulo blanco sobre ambas placas de vidrio, porque la albúmina se hace insoluble bajo la influencia del calor y de los ácidos. — En igualdad de condiciones , la orina sana ó normal conservará su transparencia ordinaria.

Debe tenerse presente que los precipitados ó coágulos se hacen mucho más visibles cuando se ha colocado debajo de las placas de vidrio un cuerpo opaco (papel, carton, etc.)

Respecto á la averiguacion de la materia azucarada en la orina, se procederá de la manera siguiente :

Despues de haber desleido en dicho liquido, préviamente colocado sobre una de las placas de vidrio, un poco de sub-nitrato de bismuto, y de haber añadido un pedacito de potasa cáustica, se calentará casi hasta sequedad : la orina sana exenta de azúcar dejará sobre la superficie del vidrio un residuo blanco; al paso que la orina enferma que contenga azúcar, producirá una mancha perfectamente negra.

En el caso en que la llama de la bujia haya cubierto la cara inferior de la placa de vidrio de negro de humo, es indispensable limpiarla con un lienzo ó papel, ó con cualquiera objeto apropósito, á fin de quitar dicha capa de hollin, que puede inducir á error sobre la coloracion real del residuo de la desecacion.

Gracias á las indicaciones verbales suministradas por el autor, vuestro informante ha podido repetir los experimentos descritos, y no solamente los resultados han estado conformes con los enunciados, sino que además han sido obtenidos en algunos minutos, y con una facilidad tal, que hace supérflua en cierto modo, por parte del operador, la práctica de las manipulaciones químicas. Tambien ha repetido con igual éxito sobre la sangre, la leche, los esputos y el sudor, algunos de los ensayos ideados por el sábio químico extranjero.

Desgraciadamente, respecto de estos fluidos animales, las indicaciones que suministra la ciencia para evidenciar las alteraciones no son tan numerosas ni tan precisas como las relativas á la orina; por eso el autor del trabajo que analizamos trata de completarlas.

Ninguno, en efecto, más capaz que él de conducir á buen fin su obra, tan felizmente comenzada, como ningun objeto más digno que este de ocupar su buena inteligencia.

Tenemos el honor de proponeros que se den las gracias al profesor Muñoz de Luna por su interesante comunicacion, y de excitarle á proseguir su objeto, *eminente y útil*, con la tenacidad proverbial de esa nacion española, que han ilustrado

desde remotos siglos sus hombres de guerra, sus artistas y sus escritores.—Wurtz.—Lecanu (vocal ponente).

Las proposiciones del informe son unánimemente aprobadas por la Academia.

Ya que en el curso de la obra venimos ocupándonos de las aplicaciones terapéuticas de los diferentes cuerpos y siendo de muchísimo interés todo cuanto á los mismos se refiere, no podemos menos de trasladar integro un artículo nuestro que por primera vez se publicó en en esta córte el 12 de junio de este año en *La Clinica*, periódico de Medicina y ciencias auxiliares. Y cuyo epigrafe es el siguiente.

Observaciones acerca de la influencia que pueden tener en terapéutica los estados alotrópicos é isoméricos de los cuerpos.

Desde 1854, es decir, desde hace 10 años viene ejerciendo una grande influencia en mi ánimo la idea que envuelve el epigrafe de este artículo. Convencido de que la alotropia é isomerismo (deben llamarse así en química, según Berzelius, los cambios moleculares, en el primer caso, de los cuerpos simples, y en el segundo, de los compuestos) son una ley general á que está sujeta la materia cómo á las demás conocidas, atribuyendo los muchos huecos que todavía faltan por llenar, bien sea al atraso en la ciencia, ó á un error de observacion científica, comencé desde aquella época y continúo en la actualidad llamando la atencion de mis discípulos sobre un nuevo camino que en mi juicio se abre en lo porvenir á la terapéutica, utilizando para su criterio filosófico, y por consiguiente para su manifestacion práctica el paralelismo, discordancia ó repulsion que puede existir entre dichos estados de los cuerpos erigidos en medicamentos, respecto del de los principios constitutivos de los órganos y líquidos que los bañan, nutren ó reparan, revelado, por la naturaleza de las secreciones.

Como primer paso en este sentido, tracé y creo haber resuelto el problema de analizar cualitativamente pronto y con facilidad, dichas secreciones, mediante la bolsa químico-mé-

ca de mi invencion; pues mal puede llegarse á aquel conocimiento por otro camino que no sea el enunciado.

Vencida esta primera dificultad, ó por lo menos con medios ya para abrirse paso á través de ella, séame permitido hoy consignar algunas ideas que quizá sean en su dia gérmenes fecundantes que den ricos é inespírados frutos á la medicina pátria. Antes de nada, debo formular varias proposiciones que son el fundamento de estas nuevas ideas.

1.^a A todo cambio alotrópico ó isomérico de un cuerpo, sigue una diferencia absoluta ó relativa, no solamente en su colocacion molecular primitiva ó atomística, sino tambien en sus propiedades fisico-químicas; y ahora añadiré, y *médicas*.

2.^a Si fuera del organismo la materia ofrece esta notoria movilidad dependiente de aquel *Divino fiat*, y modificada por las afinidades químicas, ¿será lógico suponer que en el misterioso y activísimo laboratorio de la vida pierda una propiedad que tan evidentemente ofrece fuera de él, esto es, *muerta*, respecto de aquel otro santuario de reacciones y movimientos?

3.^a Todos los elementos protéicos y fundamentales del organismo ofrecen estados alotrópicos diversos, á saber: el oxígeno se cambia en ozono y antiozono; el hidrógeno presenta tambien dos ó tres estados moleculares distintos; el nitrógeno realiza igual fenómeno; el fósforo se cambia en tres formas distintas, cuáles son blanco, negro y rojo ú amorfo; el carbono manifiesta otras tres, diamante, cok y grafito; lo propio acontece con el azufre, pues todos saben las tres diversas clases alotrópicas que se conocen de este elemento; y en fin, el hierro mismo acaba de completar esta ley general ofreciendo estos tres estados diversos moleculares, bajo la forma de hierro piróforo, fibroso y acero.

4.^a La existencia de los estados alotrópicos en los cuerpos simples elementales ó protéicos, supone la formacion de distintos compuestos éntre sí, binarios, ternarios, cuaternarios etc., constituyendo estados *isoméricos*, que serán como la representacion fiel y genuina de las diferentes manifestaciones moleculares que individualmente puede cada uno presentar: es decir, que para mí deben existir en el organismo humano normal, combinaciones de los elementos protéicos ó fundamentales que correspondan exactamente al estado normal molecu-

lar de los mismos; así como en el estado de enfermedad, deben existir dichos compuestos afectando formas isoméricas que reflejen á su vez los diversos estados alotrópicos en que pueden combinarse dichos cuerpos. Así que, por ejemplo, todas las combinaciones binarias, que á semejanza de las grasas, féculas y azúcares podremos expresar por la fórmula general HC , ofrecen un estado normal, dentro del organismo, indicado por las iniciales que preceden; al paso que bajo una causa mórbida cualquiera, podrán cambiarse en los estados isoméricos $H'C'$.— $H''C''$.— representantes de los alotrópicos del hidrógeno H .— H' .— H'' .— y del carbono C .— C' .— C'' . Y este ejemplo, que aplicamos á las combinaciones binarias, puede generalizarse desde el agua HO' , hasta la fibrina y los glóbulos sanguíneos.

Algun hecho podemos citar que viene en apoyo de mi idea: en efecto, ¿por qué no huelen lo mismo todos los gases intestinales estando casi constituidos esencialmente de hidrógeno sulfurado? ¿en qué consiste que basta á veces un pequeñísimo volumen de ellos para producir un olor sulfídrico insoportable, mientras que en otras ocasiones se lanzan impunemente muchas pulgadas cúbicas de los mismos, sin que haya olor alguno?

Por nuestra teoría esto se explica suponiendo que en dichos gases no siempre se halla el azufre bajo el mismo estado alotrópico, y así según su grado molecular de *actividad química y orgánica*, así dará el hidrácido respectivo en un estado *isomérico* distinto. También viene á corroborar esto lo que se observa en ciertas aguas medicinales sulfídricas frías y termales en que no obstante existe poquísimos azufre; bajo la forma medicinal las aguas son sin embargo eficacísimas y producen curas maravillosas en las afecciones, para las que están indicadas; mientras que idénticas aguas, pero con muchísima más riqueza del principio sulfuroso mineralizador, dan menos resultado terapéutico que las anteriores. No hay que hacerse ilusiones; la razón de esto es que en una y otra agua los elementos medicinales ó sus combinaciones están en diverso estado alotrópico é isomérico, y por lo tanto en diversa actividad química y médica, resultando de aquí la anomalía terapéutica.

Consignado lo que precede, verdadero pedestal en que se

apoyan mis ideas sobre el asunto que motiva este artículo, fácil es deducir las conclusiones; á este fin sintetizaré las más importantes de la manera siguiente:

1.º Hallar el paralelismo entre los cuerpos en su mayor actividad química y su acción terapéutica.—Pregúntese por ejemplo, á la Química: ¿cuál es el estado más activo y enérgico del oxígeno? Responderá: el *ozono*.—Interróguese de igual modo á la Terapéutica y véase si ambas ciencias están de acuerdo: si así sucede, tendremos ya el paralelismo buscado, como le hay entre varios otros cuerpos; tal sucede respecto de los simples con el hierro, cuya mayor actividad química reside en el estado alotrópico de hierro piróforo, siendo también bajo este agrupamiento molecular como es más activo y asimilable en el organismo.

El resultado de semejante investigación sería poseer una tabla ó cuadro sinóptico, en el que estarían agrupados todos los cuerpos simples y sus diversos compuestos, representando las varias formas alotrópicas é isoméricas de mayor actividad química, á la vez que guardando exacto paralelismo con su colocación respectiva en virtud de su mayor energía terapéutica.

2.º Dar bajo la forma de medicamentos el elemento ó compuestos elementales de la sangre y de los órganos, según la modificación alotrópica é isomérica más activa y paralela á la alteración patológica evidenciada en ellos por la análisis previa de las secreciones.

3.º Hacer de la higiene y de la dietética las dos grandes palancas de esta nueva terapéutica, procurando que el medio ambiente del individuo y los propios alimentos, incluso el agua normal, fueran las principales vías por donde recibiera el organismo las modificaciones que reclamase su desequilibrio, producido por una influencia morbosa.

De esta manera creo sería posible fusionar en el porvenir la medicina Hannemaniana, con la Secular, en el sentido de buscar ambas para el deseo común, que es curar enfermedades, el mayor estado de actividad en la materia, por una parte, y por otra, administrar los medicamentos bajo la forma alotrópica é isomérica más paralela á la modificación patológica del elemento ó elementos orgánicos y de su actividad química.

RESUMEN.

4. Los tegidos elementales animales, pueden dividirse en dos grupos, segun que su composicion sea sencilla ó bien compleja. En el primero se hallan: el tegido celular, el elástico y el tegido epidérmico; en el segundo grupo se incluyen: el muscular nervioso, óseo y cartilaginoso. El estudio de los principios de todos estos tegidos, es enteramente incompatible con la anatomía, aun la microscópica, siendo de todo punto necesario recurrir al auxilio de la Química.

El tegido celular se presenta con la forma de fibras sumamente finas, blancas y homogéneas: sus propiedades quimicas son, el transformarse en gelatina mediante su ebullicion en el agua. El ácido acético hincha el tegido celular y le comunica la transparencia.

El tegido elástico, cuya composicion es semejante á la del anterior, tiene por elementos morfológicos fibras cilindricas, ó aplanadas muy finas y elásticas: el ácido acético no ejerce accion alguna sobre este tegido.

El tegido epidérmico, parece formado por reuniones de células con núcleos ó sin ellos, desecadas y retenidas en sus ulteriores evoluciones por una sustancia intersticia no bien definida. Se diferencia del tegido elástico por la gran cantidad de azufre que contiene aquel.

El tegido muscular se divide en dos géneros: tegido de fibras lisas y de fibras triadas; esta division, fundada en la forma, tiene gran importancia bajo el punto de vista fisiológico. Los elementos del primero (de la vida vegetativa), son células muy prolongadas, fusiformes y sin membrana que lo proteja. Los del segundo (de la vida animal), están formados por fibrillas elementales que presentan alternativamente dilataciones y contracciones. Su composicion quimica es la misma; el principio propio es la fibrina ó sintónina. La proporcion de grasa del tegido muscular, varia desde 2,2 á 24 por 100. La cantidad de agua asciende á 73,5 por 100: contienen además los músculos, creatina, creatinina, sarkosina, ácido inósico, etc., etc. La fibra muscular, ó musculina, se diferencia de la

fibrina de la sangre en que el agua acidulada con ácido hidrocórico, disuelve la primera; mientras que la segunda solo se hincha.

El tegido nervioso, en apariencia homogéneo, no lo es si se examina con el microscopio: presenta dos especies de elementos, fibras y células; estas últimas se encuentran en la masa gris del cerebro.

La sustancia cerebral y nerviosa, consta esencialmente de albúmina, sustancias grasas y jabones á base de sosa, entre los que algunos contienen ácido cerébrico y ácido oleofosfórico. Existe además, creatina, ácido láctico, ácidos grasos y un ácido análogo al cerébrico.

Los huesos están constituidos en la tercera parte de sustancia orgánica (oseina), formando los otros dos tercios la sustancia mineral compuesta casi totalmente de fosfato y carbonato cálcicos; puede aislarse la oseina por medio del ácido clorhídrico. Tratada por el agua hirviendo la oseina, se gelatiniza. Las proporciones relativas de los principios minerales de los huesos, varían segun la edad y especie del animal. Los huesos se emplean para obtener gelatina, grasas, fósforo, negro de marfil, y en fin, para abono.

Los dientes constan de cemento, marfil y esmalte.

El tegido cartilaginoso, se divide en dos clases por razon de su estructura: cartilagos fibrosos que resultan de la combinacion del tegido fibroso y del cartilaginoso, y en cartilaginoso propiamente tal, y que tienen una composicion muy sencilla.

Los cartilagos son de un blanco mate, opacos, blandos, etc. Desecados, contienen de 2 á 5 por 100 de grasa. La proporcion de agua asciende á 54 y 70 por 100. La de las sales de 5 á 6 por 100. Las cenizas están compuestas de fosfatos de cal y de magnesia, sal comun, carbonato de sosa y sulfatos alcalinos.

2. La sangre, está compuesta de agua, albúmina, fibrina, glóbulos, sustancias extractivas, grasas y salinas; los glóbulos se componen de una cubierta membranosa, de una sustancia albuminoidea (hematocristalina), y de una materia colorante, que es la hematosina. Los glóbulos sanguineos del hombre, son circulares y ligeramente cóncavos; los de las

aves y anfibios, ovoideos y convexos. El color de los glóbulos venosos, es violeta; y rojo bermellon el de los arteriales.

La linfa es incolora, opalina y de un olor especial. Puede coagularse del mismo modo que la sangre. El suero de la linfa contiene albúmina rica en álcalis, grasas saponificadas, y materias extractivas.

El quilo puede considerarse como una mezcla de los productos de la digestion: unas veces lechoso, otras opalino y semejante á la linfa: se coagula lentamente. La fibrina del quilo se disuelve con mayor facilidad que la de la sangre. El suero tiene la misma composicion cuantitativa que el de la sangre.

3. Los alimentos son sustancias propias para contribuir al incremento y reparacion de las pérdidas del individuo. Se dividen en cuatro clases, á saber: 1.º Alimentos protéicos ó albuminoideos. 2.º Alimentos amilozucarados. 3.º Alimentos grasos. 4.º Alimentos minerales. Se ha dado el nombre de alimentos plásticos á la albúmina, fibrina y caseina vegetales y alimentos de respiracion á las sustancias hidrógeno carbonadas, como el azúcar, alcohol, etc.

La accion prolongada del agua á 100° altera la carne, haciéndola perder gran parte de sus facultades nutritivas, por cuya razon el agua (caldo) no disuelve más que los principios sápidos y aromáticos de ella, pero no sus principios nutritivos y sustanciales; para obtener un escelente caldo, sabroso y nutritivo es preciso que desde el primer contacto entre la carne y el agua esta se halle hirviendo, pero que su temperatura no exceda, despues, de 70°. La carne más sabrosa y nutritiva es la que está medio asada. En general la carne de los animales jóvenes es menos sávida y nutritiva que la de los adultos.

4. La saliva es una mezcla de liquidos secretados por las diferentes glándulas que constituyen el aparato salivar, contiene sales alcalinas, sulfocianuros, cloruros, fosfatos y ptialina: su principal papel es facilitar la deglucion y sacarificar los principios amiláceos.

El jugo gástrico es un liquido ácido secretado por las glándulas estomacales excitadas por el contacto de los alimentos; contiene varios ácidos entre los que figuran el láctico é hidróclórico muchas sales y la pepsina.

El jugo pancreático es secretado por el páncreas, se pre-

senta incoloro, límpido, viscoso, alcalino, coagulable por el calor y por los ácidos, tiene la propiedad de emulsionar inmediatamente las sustancias néutras grasas; entre otros principios contiene la *pancreatina*, sustancia albuminoidea á la que probablemente debe sus propiedades el jugo mencionado.

5. La bilis es un líquido viscoso, verde ó pardo, segun el animal; amargo: olor almizclado *sui generis*: su reaccion ordinariamente alcalina: se disuelve en el agua. Entre los principios más importantes de la bilis debemos mencionar los ácidos taurocólico y glicocólico, taurina, ácido coláico y *colesterina*.

6. El esperma es mucilaginoso y de un olor *sui generis*: su reaccion es alcalina, no se altera por la ebullicion. Contiene 15 por 100 de materias orgánicas.

El huevo de gallina consta próximamente de 60 partes de clara y 40 de yema; la primera está constituida á su vez de albúmina, agua, y un poco de sustancia azucarada; la yema consta de agua, bitelina, cuerpos grasos, ácido láctico, fosfatos, cloruros y hierro.

La leche consta de agua, caseina, albúmina, lactosa, sales, y en fin, diversas sustancias grasas. La caseina obtenida de la leche ordinaria, no es pura sino despues de haberla disuelto en frio en el carbonato sódico, precipitado despues por el ácido sulfúrico, y en fin, tratada sucesivamente por el alcohol y el éter.

El queso es la caseina de la leche que ha experimentado cierto grado de fermentacion: la fabricacion del queso comprende cinco operaciones, que son: 1.^a Coagulacion de la leche. 2.^a Eliminacion de la parte coagulada. 3.^a Prensado. 4.^a Salazon. 5.^a Fermentacion del cuajo.

6. La orina es un líquido complejo secretado por los riñones, y en el que existe normalmente, entre otras sustancias, un alcaloide orgánico particular, denominado urea, la cual puede obtenerse, bien sea de la misma orina por el ácido nítrico y la descomposicion ulterior del nitrato mediante una base energética (óxido de plomo), ó bien destilando una mezcla de cianato de potasa y sulfato amónico. Puede obtenerse el ácido úrico é hipúrico, el primero, del escremento del boá, constituido casi en su totalidad por dicho ácido unido á la cal, por cuya razon hay que tratar dicho escremento por el ácido clor-

hidrico ; y el segundo tratando la orina de caballo por el mismo ácido.

Se reconoce la presencia de la glucosa en la orina (diabetes) tratando esta secrecion por el tartrato cúprico potásico. Se reconocen los cálculos úricos en la coloracion purpúrea que el amoniaco produce en el residuo evaporado procedente de la accion del ácido nítrico sobre ellas; los cálculos fosfáticos, en el desprendimiento de amoniaco que ocasionan cuando se calientan; los de oxalato de cal en el residuo de cal viva que dejan, cuando se les calcina y en fin los xánticos, en que no ocasionan, como los úricos la coloracion purpúrea que aquellos producen.

7. *El sudor* es un líquido ácido, claro, trasparente, incoloro, salado y olor variable. Entre los ácidos volátiles de la serie de ácidos grasos los más interesantes son el fórmico y el acético tambien se encuentra el ácido sudórico ($C^6H^8NO^{13?}$). La parte mineral esta compuesta de cloruros alcalinos (NaCl).

8. Se distinguen dos clases de pus: pus normal y anormal: ambos son más densos que el agua, y se diferencian entre sí, en que el primero posee un olor fétido y un sabor azucarado, y el segundo, es alcalino, fétido, posee sulfidrato de amoniaco.

La putrefaccion es una fermentacion en la que se originan productos fétidos, despues de haber sufrido la materia orgánica una série de metamorfosis bastante complicadas. Puede evitarse la putrefaccion de una sustancia, bien sea desecándola, ó sometiéndola á un frio intenso, ó cubriéndola de sal comun, ó privándola del aire, ó bien, en fin, por la accion de ciertos cuerpos denominados antisépticos.

El último límite conocido á que llega la putrefaccion de las sustancias orgánicas, es la conversion de sus elementos fundamentales, carbono, hidrógeno, oxígeno y nitrógeno, en los productos minerales más sencillos, á saber: agua, ácido carbónico y amoniaco.

APENDICE AL TOMO SEGUNDO.

VOCABULARIO DE SINONIMIA QUÍMICO-FARMACOLÓGICA.

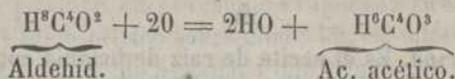
A.

- Aceite de Agripa.* Es el aceite de raiz de brionia compuesto.
- Idem de China ó griego.* Es una disolucion que en 100 partes de agua tiene 6 de nitrato de plata cristalizado.
- Idem del fraile.* Es el aceite de la raiz de tapsia antireumático.
- Idem de tártaro por deliquio.* Es un carbonato potásico muy puro: se obtiene poniendo el carbonato que se cree impuro al contacto del aire; por ser delieuescente se filtra por el embudo.
- Acetona ó espíritu piroacético.* Se forma este cuerpo siempre que se descompone el ácido acético por falta de agua, v. gr.: $A = H^6C^4O^8 = CO^2 + (H^6O^1C^3) =$ acetona.
- Acido hidrozocárvico, prúsico.* Acido hidrocianico.
- Idem muriático, espíritu de sal marina.* Acido hidrocórico.
- Idem pirolignico.* Es un ácido que existe formado en la madera y que los franceses descomponen para obtener de él el ácido acético.
- Alcohol de émula compuesto, espíritu carminativo.* Entra la raiz de émula, carmina, sumidades de romero, bayas de laurel, etc.
- Idem de melisa compuesto, agua carmelotana.* Hojas de melisa reciente, amarillo de limon (corteza), id. de naranja, nuez moscada, etc.
- Idem muriático etéreo ó espíritu de sal dulce.* Es el alcohol y ácido clorhidrico.
- Idem de romero, agua de la Reina de Hungria.* Sumidades de romero floridas y recientes, hojas de lepidio, etc., etc.
- Idem de salvia vulneraria, agua vulneraria espirituosa.* Entran las hojas de betónica, agrimonia, artemisa, salvia hipericon.
- Idem sulfúrico ó agua rabeliana.* Entra el ácido sulfúrico y el alcohol.
- Idem sulfúrico etéreo. Licor anodino mineral.* Entra el alcohol y el éter sulfúrico.
- Agua aluminosa.* Disolucion del sulfato de alumbre en agua de rosas destilada.
- Idem estiptica.* Disolucion del sulfato de zinc y de alumbre en agua de rosas destilada.

Idem de Labarraque. Es un clorito sódico líquido.

Idem pontifical. Agua obtenida con el zumo de varias plantas de la especie vulneraria.

Aldehyd. Es un líquido aromático que puede pasar á ácido acético, actuando sobre él dos átomos de oxígeno. La reaccion puede expresarse por la siguiente fórmula:



Alquirivite. Los antiguos daban este nombre al azufre.

Antimonio diaforético usual de la Farmacopea hispana. Viene á ser un biantimoniato de potasa.

Azafran de Marte astringente. Es un óxido férrico anhidro que se obtiene segun la F. M. calcinando las limaduras de hierro á la temperatura roja en cazuela sin vidriar.

Idem de Marte aperitivo. Óxido férrico hidratado con algo de carbonato ferroso. Se obtiene dejando al aire las limaduras húmedas.

Azufre dorado de antimonio. Es un sulfuro antimónico hidratado y sulfurado.

Idem per campanam. Era una disolucion concentrada de ácido sulfuroso, y algo de sulfúrico. Se obtenia sublimando el azufre en un crisol, y recogiendo el gas en una campana llena de vapor acuoso.

B.

Balsamo de acedo. Sebo, trementina, resina de limon, manteca, etc.

Idem de Aparicio. Es el aceite de Aparicio reformado.

Idem pleurítico. Es el aceite de calabaza pleurítico.

Barrilla artificial. Es el producto de la incineracion de plantas que contienen entre otras cosas carbonato de potasa.

Bezoárdico de curbo. Son los polvos de quina antisépticos.

Bolo arménico. Es el óxido de hierro preparado.

Borax, sal de persia, crisocola. Es un biborato sódico.

C.

Carminativo emoliente. Es el cocimiento de malvas carminativas.

Cenizas de antimonio. Es un óxisulfuro que se obtiene sometiendo á tostacion el sulfuro, en cazuelas de barro sin vidriar.

Cerusa ó albayalde. Es un carbonato de plomo.

- Cerusa de antimonio.* (V. antimonio diaforético: varian las proporciones).
- Cocimiento aperitivo.* Es el cocimiento de grama.
- Idem blanco.* Es cocimiento de cuerno de ciervo calcinado, gomoso.
- Idem de carbonato de potasa y ajenos.* Vulgo, cocimiento febrifugo salado.
- Idem de cuerno de ciervo, de Sidenhan.* Es el cocimiento de cuerno de ciervo ténue, pero con miga de pan.
- Idem pectoral.* Es el cocimiento de cebada, compuesto.
- Idem de palos.* Es el cocimiento de guayaco, compuesto.
- Crémor tártaro.* Es un bitartrato de potasa hidratado.
- Idem tártaro soluble.* Es un tartrato bórico potásico.
- Colcotar.* Es un óxido férrico anhidro obtenido generalmente por la descomposicion del sulfato de hierro mediante el calor.
- Cristales de Vénus.* Es un acetato neutro de cobre cristalizado, se llama tambien *verde ó cardenillo*.

E.

- Elixir, bálsamo atemperante de Hofmman.* Entra el extracto de agujos, cardo benedicto, centauro menor, raiz de gen-ciana, lo amarillo de la corteza de naranja, vino y alcohol de corteza de naranja.
- Emplasto resinoso sulfurado ó de Guillermo servidor.* Entra la resina, pez griega, cera, trementina, gengibre y bayas de laurel.
- Idem benedictino ó de carbonato de plomo quemado.* Entra la raiz de altea, aceite, óxido sublimado de zinc, etc., etc.
- Idem de vigo confortativo ó de óxido de plomo rojo.* Entra la raiz y hojas de sinfito, bayas de arrayan, rosas rubras, óxido de plomo, goma, resina, etc.
- Idem diaquilon simple ó de óxido de plomo, mucilaginoso.* Entra la raiz de altea, simiente de lino, óxido de plomo y aceite comun.
- Idem diaquilon mayor ó de óxido de plomo, mucilaginoso compuesto.* Se compone del anterior, con ictiocola disuelta en alcohol, hisipo, resina de pino, cera amarilla y trementina.
- Idem diaquilon gomado, ó de óxido de plomo gomado.* El emplasto anterior, y además goma resina galvan, id. la de amoniaco, bedelio, gagapeno y el vino blanco.
- Idem de ranas, simple.* Entran las ranas, vinagre, raiz de bardana, aceite, manteca, óxido de plomo, cera amarilla, enforcio y la trementina.

- Emplasto de ranas con mercurio.* Se compone del anterior y mercurio.
- Idem de diapalma ó de óxido de plomo epulótico.* Se compone de óxido de plomo, aceite comun, manteca, cera blanca, resina de pino.
- Idem resolutivo ó de óxido de plomo diabolano.* Entran el óxido de plomo, aceite y vinagre.
- Idem contraruptura ó de cola para las hernias.* Entran las bayas de arrayan, lombrices, óxido de plomo, pez negra, resina, gálbano, etc.
- Idem contraruptura ó de pez negra régia.* Entran en él la pez negra, cera amarilla, trementina, ládano, zumo de hipocistidos, almácigas, óxido de hierro, etc.
- Idem de Andrés de la Cruz ó de resina glutinante.* Se compone de pez negra, resina de limon, trementina, cera blanca y aceite.
- Idem epispático vegigatorio ó de cantáridas.* Tiene cera amarilla, pez griega, trementina, aceite de enforcio y polvos de cantáridas.
- Idem de gálbano corroborante ó escudo contra el ombligo.* Entra la asafética, gálbano, y la tintura alcohólica de castoreo.
- Emulsion de Brunero.* Entran en esta emulsion la goma, amoniaco, el agua destilada de Hisopo y el vino blanco generoso.
- Espiritu urinoso de sal amoniaco.* Es nuestro amoniaco liquido. El espíritu de sal amoniaco de los antiguos debia ser una disolucion acuosa del sesquicarbonato.
- Etiopie mineral.* Se obtiene mezclando en un mortero, mercurio y flor de azufre, con el tiempo llega á ser un sulfuro mercúrico.
- Idem per se.* Creian los antiguos que agitando una botella que contuviera mercurio por algun tiempo; se formaba este cuerpo al que asignaban la fórmula del óxido mercurioso. No es sino impuridades del mercurio mismo y algo del metal extremadamente dividido.
- Extracto de cicuta.* Celidonia mayor, elaterio, valeriana, etc.
- Idem de Marte.* (Véase Peras marciales, cuya composicion es muy semejante).
- Idem ó espíritu de Saturno, vinagre de plomo ó subacetato.* Este en su mayor parte es tribásico que contiene algo del neutro. Con este extracto se prepara el *agua de vegeto mineral ó agua de Goulard.*
- Idem de minderero.* Los antiguos daban este nombre al acetato amónico mezclado con aceite pirogenado.

Extracto católico. Es el extracto de agárico alótico.

F.

Flor de piedra hematites. Se obtenia, segun los antiguos, sublimando una mezcla de sal amoniaco y hematites en polvo, se debia tambien formar como en las flores de sal amoniaco marciales cloruro férrico amónico.

Flores argénticas de antimonio. Es el óxido de antimonio obtenido por sublimacion.

Idem de Benjuí. Es el resultado de sublimar el benjuí. Están compuestas estas flores en su mayor parte de ácido benzoico y un aceite volátil.

Idem de sal amoniaco marciales. Es un cloruro ferroso amónico.

Idem de zinc, nihil album, lana filosòfica. Es un óxido puro de zinc obtenido por sublimacion.

Flujo negro. Es una mezcla de tres partes de crémor y una de nitro; los demás flujos los constituyen tambien las diferentes mezclas de dichos cuerpos, pero en cantidades diferentes.

Fomento carminativo. Es el cocimiento del fruto de enebro carminativo.

H.

Higado de azufre. Es un pentasulfuro de potasio.

J.

Jabon de veneto. Está compuesto de aceite comun, carbonato de potasa y cal viva.

Jarabe antireumático, de raiz de china compuesto. Entra en él la raiz de china, zarzaparrilla y guayaco.

Idem diacodion. Es el jarabe de adormideras blancas.

K.

Kermes mineral. Todo compuesto llamado así es un sulfuro de antimonio hidratado con más ó menos cantidad de sulfuro alcalino.

L.

Laudano simple. Es el extracto de ópio acuoso.

Idem urinario. Es el extracto de ópio con regaliz.

Idem opiado. id. de id. crocado azafranado.

Idem cinnabarino. id. de id. cinnabarino.

Lejia de sosa cáustica ó de jaboneros. Es una disolucion que contiene cerca de $\frac{1}{3}$ de sosa cáustica y marca 36° en el areómetro.

Licor fumante de Boile. Es un sulfido amónico.

M.

Magisterio de azufre: leche, manteca de azufre, azufre hidratado precipitado. Se dá este nombre al precipitado que se forma tratando, generalmente, un polisulfuro alcalino con un ácido que forma sal soluble con la base del polisulfuro.

Idem de zinc. Es un carbonato.

Idem, leche de bismuto, óxido segun algunos subnitrate hidratado. Es un nitrato básico de bismuto que se obtiene echando el neutro en agua pues este se fracciona en ácido que queda disuelto y básico que se precipita.

Magnesia blanca dulce efervescente, leche de tierra. Es el subcarbonato de magnesia.

Manteca de antimonio. Es un cloruro antimónico neutro.

Idem de cacao. Es el aceite del cacao.

Materia perlada. Kerkinpius. Está compuesta de ácido antimónico y sílice.

Mercurio soluble de Haneman. Este autor creia obtener el protóxido de mercurio descomponiendo el hidrato del mismo nombre por amoniaco. El resultado es un hidrato mercurioso amónico básico.

Idem soluble de Moscati. Este autor, lo mismo que el anterior creia obtener el óxido mercurioso descomponiendo el protocloruro.

Mistura de opio, astringente de Silvio. Entra el ópio, el jarabe simple, el coral, los polvos de cateu vinagre y agua.

Idem de carbonato de potasa y agenjos, antiemética. Entra el agua destilada, id. la de canela, lacticimosa, carbonato de potasa, agenjos y zumo de limon.

Idem balsámica de fuller ó de resina de copaiva. Entra la resina de copaiva, yema de huevo, vino blanco y jarabe compuesto.

Idem moscada ó julepe moscado. Entra la flor de azahar, fruto de clavo, estigmas de azafran etc., se infunde y se añade almizcle, etc., etc.

Idem alcanforada ó julepe alcanforado. Entra el agua de melisa, alcanfor, miel de sauco etc.

Idem de carbonato de potasa y de agenjos estomática, julepe estomático. Entra el agua de corteza de cidra, la de agenjos, menta, canela, carbonato de potasa etc.

N.

Nitro. Es el nitrato de potasa.

Nitro estiviado. Es una mezcla de antimoniato básico de potasa, sulfato, nitrito y silicato de la misma base.

O.

Oro musivo ó mosaico. Es un sulfido estánnico anhidro.

Oxido ferroso férrico, sesquióxido, óxido negro (Etiope marcial). Es un óxido ferroso férrico hidratado con algo de carbonato.

P.

Pasta Jovis. Es una amalgama de mercurio y estaño.

Peras marciales, bolas de Nauci, trociscos de hierro tartarizados. Este cuerpo viene á ser aproximadamente un tártrato férrico potásico.

Piedra cáustica, protóxido de potasio, etc. Es un hidrato de óxido de potasio.

Idem infernal. Es el nitrato de plata fundido.

Idem divina ú optálmica. Es una mezcla de alumbre y sulfato de cobre, con cierta cantidad de alcanfor.

Pildoras perpétuas. Los antiguos daban este nombre á unas bolitas hechas con metal antimonio.

Idem mercuriales. Están compuestas de mercurio, miel y regaliz.

Idem edimburguenses. Se componen de mercurio, miel y migas de pan.

Idem esciliticas. Están compuestas de jabon blanco, goma amoniac, escila pulverizada y resina de copaiva.

Idem benedictinas ó de acibar marcial de Fuller. Entran en ellas el acibar, el sen, la asafétida, mirra, gálbano, sulfato de hierro.

Polvos de Dover. Son los polvos de raiz de hipecacuana opiados.

Idem cáusticos de Viene. Es una mezcla hecha en frio de partes iguales de potasa y cal.

Idem de Algarot. Es un cloruro de antimonio básico. Se obtiene echando en agua la manteca ó sea el cloruro néutro; porque este se fracciona en ácido soluble y básico insoluble, que son los polvos.

Idem de Tenan de blanqueo, subcloruro de oximuriato de cal. Es un clorito de cal sólido.

Idem del Doctor Márcos Cornahiero ó polvos de jalapa compuestos. Entran la raiz de jalapa, crémor, y magnesia pura (Farmacopea hispana).

Idem cornaguinos de Tribus ó polvos escamonea-antimoniales. Componen estos polvos el zumo de escamonea desecado, el antimonio diafóretico usual y el cremor tártao.

Polvos de escamonea católicos. Entran el zumo de escamonea desecado, la raíz de mechoacan y tártaro soluble.

Ponfolis y tucia. Son óxidos de zinc, muy impuros.

Potasa caustica de Cemi. Es una mezcla de ocho partes de potasa y una de cal.

Precipitado per sé. Daban este nombre los antiguos al óxido mercúrico, bióxido, peróxido, óxido rojo, ad maximum, etc.; obtenido fundiendo el metal en el *infierno de Boile*. (un matríz de fondo plano y cuello angosto).

Idem blanco de Lemerí. Es un cloruro mercúrico amónico. Se obtiene tratando la disolucion del deutocloruro con el amoniaco; el precipitado es este cuerpo.

Principio curtiente, astringente, tánnico. Es el ácido tánnico.

Prusiato de hierro y de potasa, sal prusiato etc. Es el cianuro ferroso potásico.

Púrpura de casio. Es óxido estannoso y sobre auroso.

R.

Regulo de antimonio simple de la F. M. Es el antimonio metálico puro.

Idem cobrizo ó de Venus. Es otra aleacion.

Idem jovial. Es el estaño y antimonio.

Idem marcial. La F. M. da este nombre al cuerpo que resulta de tratar el sulfuro de antimonio con hierro candente y nitro cuyo resultado es antimonio muy puro por lo que no le conviene el nombre de marcial.

S.

Sal sedativa de Homberg, ácido bórico. Se obtiene tratando la disolucion del borax puro con ácido sulfúrico en exceso.

Idem febrifuga de Silvio. Es el cloruro potásico.

Idem comun marina. Es el cloruro de sódio cristalizado.

Idem de Alembrot ó de la sabiduria. Es un cloruro mercúrico amónico en distintas proporciones que el precipitado de Lemerí.

Idem prunela. Segun el método de obtencion será el resultado; si es fundiendo el nitro simplemente en vasijas á propósito será el nitrato de potasa, y si es fundiendo el nitro con cierta cantidad de azufre que es el método de la F. H. será una mezcla de nitrato y sulfato potásicos.

Idem policresta de Glacer. Es el sulfato de potasa.

Idem admirable de Glaubero. Es el sulfato de sosa.

Idem de la higuera, Epson, Vacia-Madrid, Calatayud, Ingla-

- terra, catártica etc. etc.* Es el sulfato de magnesia hidratado.
- Sal de Marte, vitriolo verde.* Es el sulfato ferroso.
- Idem de Marte de Riverio.* La obtenían los antiguos haciendo obrar partes iguales de alcohol y ácido sulfúrico en vasijas de hierro, etc., debía ser tambien un sulfato ferroso.
- Idem de tártaro.* Daban este nombre los antiguos al carbonato potásico obtenido, poniendo en una hornilla y en capas alternantes cucuruchos con tártaro crudo y carbon, encender luego el carbon, lixiviar el producto, etc.
- Idem volátil de Inglaterra, álcali volátil concreto, subcarbonato de amoniaco.* Es un sesquicarbonato amónico.
- Idem de Saigne de la Rochel.* Es un tartrato potásico sódico.
- Idem ó azúcar de Saturno.* Es un acetato neutro de plomo con algo de tribásico.

T.

- Tártaro crudo.* Es un tartrato ácido de potasa y de cal.
- Idem vitriolado, sal de duobus; arcano duplicado.* Es el sulfato de potasa.
- Idem emético; tártaro estiviado.* Es un tartrato potásico antimónico.
- Idem soluble tartarizado, sal vegetal, etc.* Es el tartatro neutro de potasa.
- Idem calibeado soluble.* Tartrato de potasa ferruginoso de la F. H. Este cuerpo, entre otras cosas, tiene tartrato de potasa y de hierro, tártaro soluble, algo de óxido potásico y férrico, y carbonato, etc.
- Tierra soleada de tártaro.* Es un acetato potásico neutro.
- Idem soleada mineral.* Es un acetato sódico neutro.
- Idem soleada mercurial.* Es un acetato mercúrico.
- Tela emplástica, epulótica ú esparadrupo pálido.* Se compone del emplasto de óxido de plomo epulótico y cera amarilla.
- Idem glutinante de ictiocola, vulgo tafetan de Inglaterra.* Entra en él la ictiocola ó cola de pescado y luego se la añade la tintura alcohólica del bálsamo de solú.
- Tintura de Murte tartarizada.* Viene á ser un tartárico férrico potásico.
- Idem elástica.* Está compuesta de carbonato de potasa y de hierro.
- Idem alcohólica de alóes compuesta, elixir de propiedad.* Entra el alóe, la mirra, estigmas de azafran y alcohol.
- Idem alcohólica de salvia vulneraria, bálsamo del cura de Tembleque.* Entra el zumo de uvas negras, flores de romero,

- flor de salvia, fruto de nuez moscada, raíz de gengibre.
- Tintura alcohol sulfúrico de genciana compuesta.* Entra la canela, la corteza de naranja seca, raíz de genciana y el alcohol sulfúrico.
- Idem alcohólica de ópio (paregórica).* Entra el ópio, los estigmas de azafran, la canela y el alcohol.
- Idem vinosa de ópio de Sidenhan (láudano liquido).* Entra el ópio, los estigmas de azafran, canela, clavo y vino blanco.
- Idem acuosa de ruibarbo, ánima de ruibarbo.* Entra la raíz de ruibarbo y el agua destilada.
- Idem alcohólica de ópio, jabonácea, bálsamo anodino.* Entra el jabon blanco, el ópio, el alcanfor, los estigmas de azafran y el alcohol.
- Idem de corteza de naranja compuesta, elixir estomático.* Entra la corteza de naranja, quina, sumidades de agenjos, simiente de tabaco, flor de manzanilla, cochinilla, agua y alcohol.
- Idem vinosa de ópio.* Entran el ópio, carlina, galanga, etc.
- Idem de cantáridas.* Entran los polvos de cantáridas, cochinilla, ámbar gris, alcohol y canela.
- Idem de hipericon vulneraria ó bálsamo católico.* Flor de hipericon, raíz de cálamó, bálsamo de estoraque, benjui, etc.
- Idem alcohólica de quina.* Entra la corteza de quina, la de naranja, raíz de serpentaria, estigmas de azafran, cochinilla y alcohol.
- Idem vinosa de extracto de agenjos compuesto, elixir bálsamo atemperante de Hofmman.* Entra el extracto de agenjos, cardo benedicto, centauro menor, raíz de genciana, lo amarillo de la corteza de naranja, vino y alcohol de corteza de naranja.
- Idem alcohólica de mirra uterina, esencia antiestérica.* Entra la mirra, asafétida, estigmas de azafran, castóreo, alcanfor, carbonato de amoniaco cristalizado, aceite destilado de succino y alcohol de vino.
- Idem alcohólica de pez griega, compuesta, bálsamo de Salazar.* Entran la pez griega, el incienso, la almáciga, alcohol, etc.
- Idem de corteza de naranja, corroborante de Wigt.* Entra el amarillo de la corteza de naranja, corteza de quina, raíz de genciana y alcohol.
- Tisana de callac.* Cocimiento de zarzaparrilla de callac.
- Idem anticólica.* Cocimiento de maná carminativo.
- Túrbit mineral.* Es un sulfato mercúrico básico que se obtiene echando el neutro en agua caliente.

U.

- Ungüento citrino.* Está compuesto de mercurio y de manteca de puerco.
- Idem blanco de Rasis, unguento secante.* Entra el aceite rosado, carbonato de plomo y cera blanca.
- Idem de fusco ó de Lamere.* Entra el óxido de plomo, la manteca, cera amarilla, sebo y aceite.
- Idem de minio ó magistral.* Entra el aceite rosado, el minio, albayalde, el óxido de plomo y la cera blanca.
- Idem tenue de acetato de plomo, manteca de saturno.* Acetato de plomo líquido y aceite comun.
- Idem amarillo.* Entran la cera blanca, sebo de macho, resina, pez griega y aceite comun.
- Idem de médula mucilaginoso ó del hijo de Zacarias.* Entra la cera blanca, la médula de vaca, la manteca, aceite de linaza, etc.
- Idem de médula de vaca.* Entran la manteca y médula.
- Idem de populeon ó antialmorráneo.* Entran las yemas de los pópulos negros recientes, manteca, se le añade hojas de beleño, siempre viva mayor, violeta, solano, etc.
- Idem de Arrayan compuesto ó de la Condesa.* Entra el aceite de arrayan, cera blanca, agallas sin madurar, bayas de arrayan, fruto de ciprés, corteza de granada, hojas de zumaque, etc.
- Idem de cantáridas ó epispático.* Entra el unguento amarillo, cera amarilla y polvos de cantáridas.

V.

- Vitriolo azul de Vénus, piedra lapis, etc.* Es el sulfato cúprico.
- Idem líquido de Marte.* Llamado así impropriamente por la F. H. puede referirse á un acetato de hierro, otros le llaman vinagre calibeado.
- Vinagre de los cuatro ladrones.* Es el vinagre alcanforado anti-séptico.
- Vinagre español.* Es el vinagre de ciprés aromatizado.

FIN DEL APÉNDICE.

ÍNDICE ALFABÉTICO

de las materias que contiene el segundo tomo.

	Págs.
A.	
Aceite de olivas.....	437
— de palma.....	438
Aceros.....	222
— (Propiedades de los).....	223
Acetato de amoniaco.....	445
— de cobre (neutro).....	id.
— de potasa.....	444
— tribásico de plomo.....	442
Acido acético.....	id.
— antimónico.....	305
— bismútico.....	343
— cítrico.....	453
— cloroocrómico.....	266
— crómico.....	264
— cúprico.....	318
— ellágico ó bezoárdico.....	431
— estánnico.....	298
— férrico.....	232
— fórmico.....	444
— inósico.....	474
— láctico.....	496
— málico.....	452
— mangánico.....	212
— margárico.....	458
— metastánnico.....	298
— múcico.....	446
— oxálico.....	454
— pirogálico.....	451
— piroleñoso.....	444
— plúmbico.....	330
— tánnico.....	450
— tártrico.....	452
— úrico.....	502
Agua de Javel.....	88
Alcalimetría.....	118
Alcaloides.....	484
Alcanfor.....	447
Alcohol.....	454
— amílico.....	435
— metílico.....	id.

	Págs.
Aldehido	435
Aleaciones	14
— (Propiedades de las)	15
Algodon pólvora ó piroxilina	441
Alimentos	481
— (Clasificación de los)	id.
— plásticos	482 y 484
— respiratorios	483 y 484
Alimentación dietética	486
— (Fórmulas de)	id.
Almidon	426
Alumbre	187
— de cromo	266
— tipo (sulfato de alúmina y potasa)	187
Alúmina	185
— alotrópica	id.
— (Caractéres de las sales de)	190
Aluminio	182
— (Obtencion, propiedades y usos del)	183
Amidos	436
Amonio	133
— (Caractéres de las sales de)	140
Análisis inmediato	422
— elemental	423
Analogías entre las combinaciones del litio y del magnesio ..	481
— entre el manganeso, hierro y cromo	267
Añil	449
Antimoniatos	54
Antimonio	303
— (Aleaciones de)	311
— (Caractéres de las sales de)	id.
Antimonitos	53
Antimoniuros	47
Aparato de Fresenius para apreciar el ácido carbónico de las calizas	156
Arabina	416
Arcillas	190
— (Propiedades y clasificación de las)	191
Argentimetría	386
Arseniatos	53
Arsenitos	id.
Arseniuros	47
Azúcar de caña	428
Azul montaña	322
B.	
Balsamo del Perú	448
Bario	141

	Págs.
Barita cáustica.....	141
— (Caractéres de las sales de).....	146
Barrilla.....	113
Bencina.....	416
Bicarbonato amónico.....	137
— de potasa.....	82
— sódico.....	117
Bicromato potásico.....	265
<i>Bilis</i>	490
— (Composicion de la).....	id.
Bimetantimoniato de potasa.....	306
Bismuto.....	341
— (Aleaciones de).....	344
— (Caractéres de las sales de).....	id.
Bisulfato potásico.....	83
Bitartrato potásico.....	452
Bolsa químico-médica.....	508
Borato de sosa.....	123
Boratos.....	54
Bromatos.....	50
Bromuros.....	48
Bromuro argéntico.....	382
— potásico.....	74
— sódico.....	111
Brucina.....	456
Bujías.....	538

C.

Cadmio.....	283
— (Caractéres de las sales de).....	284
Cal.....	149
— hidráulica.....	193
Calcio.....	148
— (Caractéres de las sales de).....	166
Calizas calcinadas, clasificacion.....	192
<i>Caractéres distintivos que sirven para reconocer el elemento electro-negativo de una combinacion salina</i>	46
Carbonato de cal.....	154
— de cal y magnesia.....	180
— de cobre.....	322
— de magnesia.....	180
— de plomo.....	325
— de potasa.....	80
Carbonatos.....	52
Carbonato de sosa (neutro).....	113
— (Modo de obtenerlo).....	id.
— (Purificacion y propiedades del).....	116
Carburos.....	47

	Págs.
Carmin.....	450
Cartamina.....	449
Caseína.....	496
Cæsium.....	63
Celulosa.....	440
Cera.....	439
Cerasina.....	456
Cervezas.....	433
Cerusa ó albayalde (V. PbO, CO^2).....	325
Cianato potásico.....	89
Cianuros.....	49
— de hierro.....	237
Cianuro mercúrico.....	369
— potásico.....	78
— de sódio.....	411
Cidras.....	433
Cloratos.....	50
Clorato de barita.....	146
— potásico.....	87
Clorometría.....	161
Cloruros (Generalidades).....	22
— (Modo de reconocer los).....	48
Cloruro de aluminio.....	186
Cloruro amónico.....	135
Cloruro antimoniado.....	309
— antimónico.....	id.
— argéntico.....	380
— bórico.....	144
— de bismuto.....	343
— de calcio anhidro.....	153
— hidratado.....	id.
— cobalto.....	272
— cúprico.....	320
— cuproso.....	319
— de cromo.....	264
— estannoso.....	300
— estánnico.....	id.
— estróncico.....	147
— férrico.....	236
— ferroso.....	235
— manganoso.....	215
— magnésico.....	176
— mercurioso, calomelanos.....	362
— mercuríco.....	364
— de platino.....	406
— de plomo.....	333
— potásico.....	73
— sódico ó sal comun.....	106
— — (Obtencion y purificacion del).....	id.

	Págs.
Cloruro sódico. Propiedades y usos.....	110
— de zinc.....	279
Cobalto.....	271
— (Sales de).....	273
— (Caractéres de las sales de).....	274
— (Caractéres que diferencian las sales níquelicas y de).....	id.
Cobre.....	312
— (Aleaciones de).....	323
— (Acero de).....	id.
— (Caractéres de las sales de).....	324
Cochinilla.....	449
Codeína.....	456
Colesterolina.....	493
Colfania.....	447
Creosota.....	445
Creatina.....	473
Creatinina.....	474
Cristal y vidrio (Generalidades).....	198
Cromatos (Generalidades).....	35
Cromato de plomo.....	337
Cromato potásico.....	265
Cromo.....	261
— (Caractéres de las sales de).....	268

D.

Destrina.....	427
Diastasa.....	id.
Dientes.....	478

E.

Escrementos.....	506
Esencias.....	446
— de trementina.....	id.
— de almendras amargas.....	id.
— de mostaza.....	id.
Esperma.....	495
Estannatos.....	56
Estaño.....	296
— (Aleaciones de).....	301
— (Caractéres de las sales de).....	302
Estática química (principios de).....	421
Estroncio.....	146
— (Propiedades del).....	147
— (Caractéres de las sales de).....	148
Estronciana.....	147
Eteres.....	434
Etilamina.....	458

F.

Fécula.....	426
-------------	-----

Fermentacion alcohólica.....	429
Ferricianido de hierro ó azul de Prusia.....	245
Ferricianuro de potasio, prusiato rojo de potasio.....	243
Ferrimetria.....	238
Ferrocianuro de potasio, prusiato amarillo de potasio, cianuro ferroso férrico etc.....	238
— (Teorías relativas á la constitucion racional del).....	239
Fluoruros.....	48
— potásico.....	77
Fluosilicato potásico.....	78
Fosfatos.....	52
— (Análisis de los).....	166
— ácidos y básicos de cal.....	165
— amónico.....	139
— de magnesia.....	179
— magnésico amónico.....	id.
— potásico.....	88
— de sosa.....	123
Fosfitos.....	53
Fosfuros.....	47
— de calcio.....	153
Fotografia. (Estudio químico).....	369

G.

Gelatina.....	477
Glicerina.....	436
Glucosa.....	428
Gomas.....	446
— elástica ó cauchout.....	448
Grasas.....	436
Gutapercha.....	447

H.

Hematina.....	449
Hidrógeno antimoniado.....	310
Hidruro de cobre.....	318
Hierro.....	216
— (Metalurgia del).....	217
— (Fenómenos químicos que tienen lugar en la extrac- cion del).....	219
— (Fundiciones de — y acero).....	220
— puro.....	224
— (Caractéres del).....	225
— (Sales haloideas de).....	235
— (Oxisales de).....	246
— (Caractéres de las sales de).....	251
Hipocloritos.....	50
— de cal.....	159

	Pags.
Hipoclorito de potasa ó agua de Javel.....	88
Hipofosfitos.....	53
Hiposulfitos.....	52
Hipoxantina.....	474
Huevo.....	495

I.

Iodatos.....	48
Ioduros.....	51
— argéntico.....	382
— de cadmio.....	284
— ferroso.....	237
— mercurioso.....	367
— mercurico.....	id.
— potásico.....	74
— de sódio.....	111
Inosita.....	428

J.

Jabones.....	439
Jugo gástrico.....	489
— pancreático.....	id.

L.

Lactina ó lactosa.....	428
Laton.....	323
Leche.....	395
Linfá.....	479
Litina.....	132
— (Caractéres de las sales de).....	id.
Litio.....	431

M.

Maderas.....	441
Magnesia.....	175
Magnesio.....	173
— (Caractéres de las sales de).....	181
Manganesa.....	211
— (Ensayo de la).....	212
Manganeso.....	209
— (Compuestos oxigenados de).....	210
Manita.....	429
Manteca.....	497
— ordinaria.....	438
Margarina.....	437
Margas.....	449
Materias colorantes.....	175
Materias protéicas.....	425

	Pags.
Mercurio.....	355
— (Amalgamas de).....	371
— (Caractéres de las sales de).....	372
<i>Metales</i>	5
— (Estado de los).....	6
— (Clasificacion y métodos generales para extraerlos).....	id.
— (Propiedades de los).....	7
— (Clasificacion de los — de Thénard).....	12
— (Accion de los metaloides sobre los).....	id.
Mezclas frigorificas.....	42
Molibdatos.....	55
Monosulfuro de calcio.....	152
— de sódio.....	106
Mordientes.....	450
Morfina.....	456
Morteros.....	193
— hidráulicos.....	id.

N.

Naftalina.....	445
Nicotina.....	456
Níquel.....	269
— (Caractéres de las sales de).....	271
Nitratos.....	49
Nitrato amónico.....	138
— argéntico.....	383
— de barita.....	145
— de bismuto.....	344
— de cal.....	164
— de estronciana.....	147
— mercurioso.....	370
— <i>potásico ó nitro</i>	84
— — (Obtencion y caractéres del).....	87
— plúmbico.....	335
— de sosa.....	122
Nitritos.....	50
Nitruro de cobre.....	318

O.

Observaciones acerca de la influencia que pueden tener en terapéutica los estados alotrópicos é isoméricos de los cuerpos.....	512
Ocres.....	192
Oleina.....	437
Orina.....	497
— (Elementos de la).....	498
— (Composicion de la).....	499
Oro.....	390
— (Obtencion y propiedades del).....	391
— (Caractéres de las sales de).....	395

	Pags.
Oseina.....	476
Oxalatos.....	54
Oxícloruro de zinc.....	280
Oxidos.—Clasificación.....	17
— (Obtencion de los).....	id.
— (Accion del oxígeno, hidrógeno, azufre y carbono sobre los).....	18
— (Accion del cloro sobre los).....	19
— (Caractéres químicos de los).....	20
Oxido de aluminio.....	185
— de antimonio.....	304
— argéntico.....	378
— auroso.....	392
— áurico.....	id.
— de bario.....	144
— bismútico.....	342
— de calcio.....	149
— crómico.....	261
— cúprico.....	316
— cuproso.....	315
— estannoso.....	297
— de estroncio.....	147
— férrico.....	228
— ferroso.....	227
— — (Estado alotrópico del).....	231
— ferroso férrico.....	id.
— de litio.....	132
— magnésico.....	175
— manganoso.....	210
— mercúrico.....	359
— mercurioso.....	358
— de platino.....	405
— de plomo (sálino).....	331
— de potasio.....	68
— plúmbico.....	331
— de sódio.....	111
— de zinc.....	277
Oxisales.....	34
— Clasificación.....	35
Oxisulfuro de bario: obtencion y propiedades.....	143
P.	
Pan (Fabricacion del).....	431
Papel.....	441
Parafina.....	445
Pectina.....	439
Pentasulfuro potásico.....	72
Percloratos.....	50
Perdigones.....	339

	Pags.
Periodatos.....	51
Permanganatos.....	56
Pieles (Curtido de las).....	451
Pirita magnética natural.....	233
Plata.....	372
— (Aleaciones de).....	385
— (Caractéres de las sales de).....	389
Platino.....	402
— (Negro ó esponja de).....	404
— (Caractéres de las sales de).....	407
Plomo.....	325
— (Metalurgia del).....	id.
— (Accion de las sales de plomo en la economía animal).....	338
— (Aleaciones de).....	339
— (Caractéres de las sales de).....	340
Pólvora.....	89
— (Estudio de la).....	90
— (Propiedades de la).....	97
— (Fabricacion de la).....	98
Porcelana.....	195
— (Composicion de la dura de Sevres).....	196
— (Fabricacion de la).....	197
— (Composicion de la ligera).....	198
Pótasa.....	68
— (Caractéres de la).....	69
— (Caractéres de las sales de).....	99
Potasio.....	64
— (Combinaciones de él con el oxígeno).....	68
Protosulfuro de oro.....	392
Pus.....	507
Putrefaccion.....	508

Q.

Quercitrina.....	450
Queso.....	497
Quilo.....	480
Química Orgánica.....	421
Quinina.....	454

R.

Resina copal.....	448
Resúmen 1.º.....	23
— 2.º.....	56
— 3.º.....	99
— 4.º.....	126
— 5.º.....	166
— 6.º.....	202
— 7.º.....	252

	Pags.
Resúmen 8.º	287
— 9.º	345
— 10.	407
— 11.	459
— 12.	516
Rubia	62
Rubidium	61
— (Propiedades del)	449
— (Sales de)	63

S.

Sal amoniaco	135
Sales. Su historia	27
— (Teorías acerca de algunas)	28
— haloideas	33
— ácidas: neutras	id.
— básicas	34
— oxisales	id.
— — neutras	36
— (Caractéres más importantes de las)	38
— (Agua de cristalización de las)	39
— (Solubilidad de las)	40
— (Accion de la electricidad sobre las)	id.
— (Accion descomponente de los ácidos sobre las)	44
— (Accion de las bases sobre las)	45
— (Accion reciproca de las)	id.
— de amonio	193
Saliva	488
Sangre	478
Saucina	448
Sebo	438
Seleniuros	47
Sesquicloruro de oro	393
Sesquicarbonato de amoniaco	136
— de sosa	121
Sesquióxido de urano	285
Silicatos	54
— potásico ó licor de pedernales	89
Sobreóxido de bario	143
— de manganeso	211
Sodio	103
— (Propiedades y usos del)	104
— (Aleacion de — y potasio)	id.
Sosa	105
— (Caractéres de las sales de)	125
— (Sales haloideas de)	106
Sucino	448
Sudor	507

	Pags.
Sulfatos.....	51
— amónico.....	137
— de barita.....	145
— de cal.....	158
— (Doble de alúmina y potasa (<i>alumbre</i>).....	187
— — (Propiedades del).....	188
— de cobre.....	320
— ferroso.....	246
— de litina.....	132
— de magnesia.....	176
— (Propiedades).....	177
— manganeso.....	214
— mercuríco.....	370
— plúmbico.....	334
— de potasa.....	83
— de quinina.....	455
— de sosa.....	121
— de zinc.....	280
Sulfido estánnico ú oro musivo.....	72
Sulfidrato de potasio.....	299
Sulfitos.....	51
Sulfocianuro potásico.....	79
Sulfuros. (Generalidades).....	20
— (Propiedades de los).....	21
— (Estudio de los).....	id.
— (Modo de reconocer los).....	46
— de antimonio.....	307
— argéntico.....	379
— áurico.....	393
— de bismuto.....	343
— de calcio.....	151
— cúprico.....	319
— cuproso.....	318
— ferroso.....	232
— férrico.....	233
— de mercurio.....	361
— de plomo.....	322
— de platino.....	405
— de potasio.....	71
Sustancias orgánicas é inorgánicas (Diferencias).....	422
T.	
Talio.....	340
— (Caractéres del).....	341
Tannino.....	450
Tegidos animales.....	469
— cartilaginoso.....	477
— celular.....	470
— elástico.....	id.

	Pags.
Tegidos epidérmico.....	471
— muscular.....	472
— nervioso.....	474
— óseo.....	476
Telururos.....	47
Tungstatos.....	53

U.

Uranato de sosa.....	287
Urano.....	285
— (Caractéres de las sales de).....	287
Uranilo.....	286
Urea.....	501

V.

Vanadatos.....	55
Vidrio y cristal.....	198
— (Análisis del).....	202
— (Composicion de varias clases de).....	200
— (Decoracion del).....	201
— verde.....	id.
— (Fenómenos químicos que tienen lugar en la fabricacion del).....	id.
Vinos. (Fabricacion de los).....	432
Vinagre.....	442
Vocabulario de sinonimia químico-farmacológica.....	522

Y.

Yeso ó sulfato de cal.....	158
— estucado.....	159

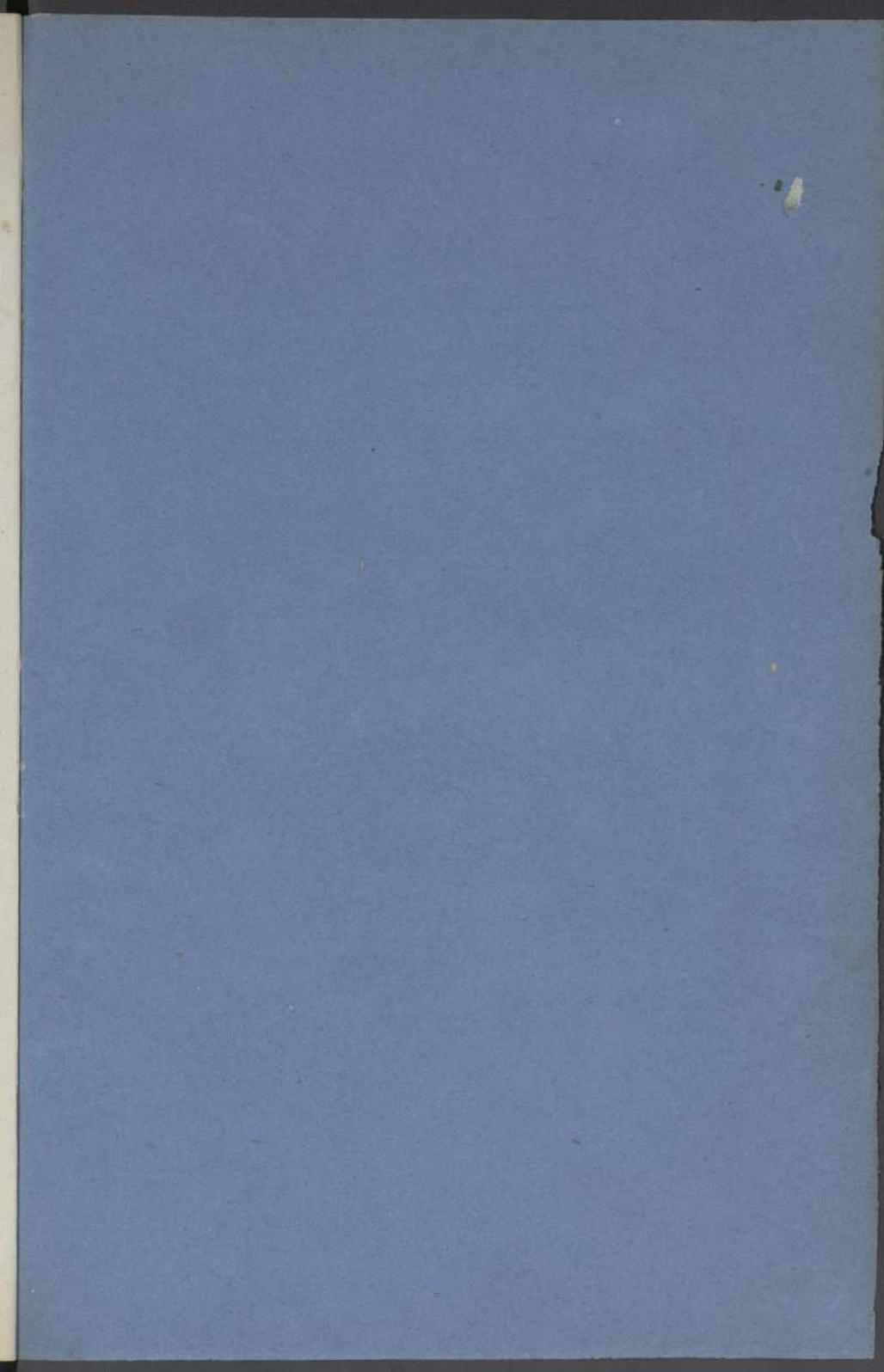
Z.

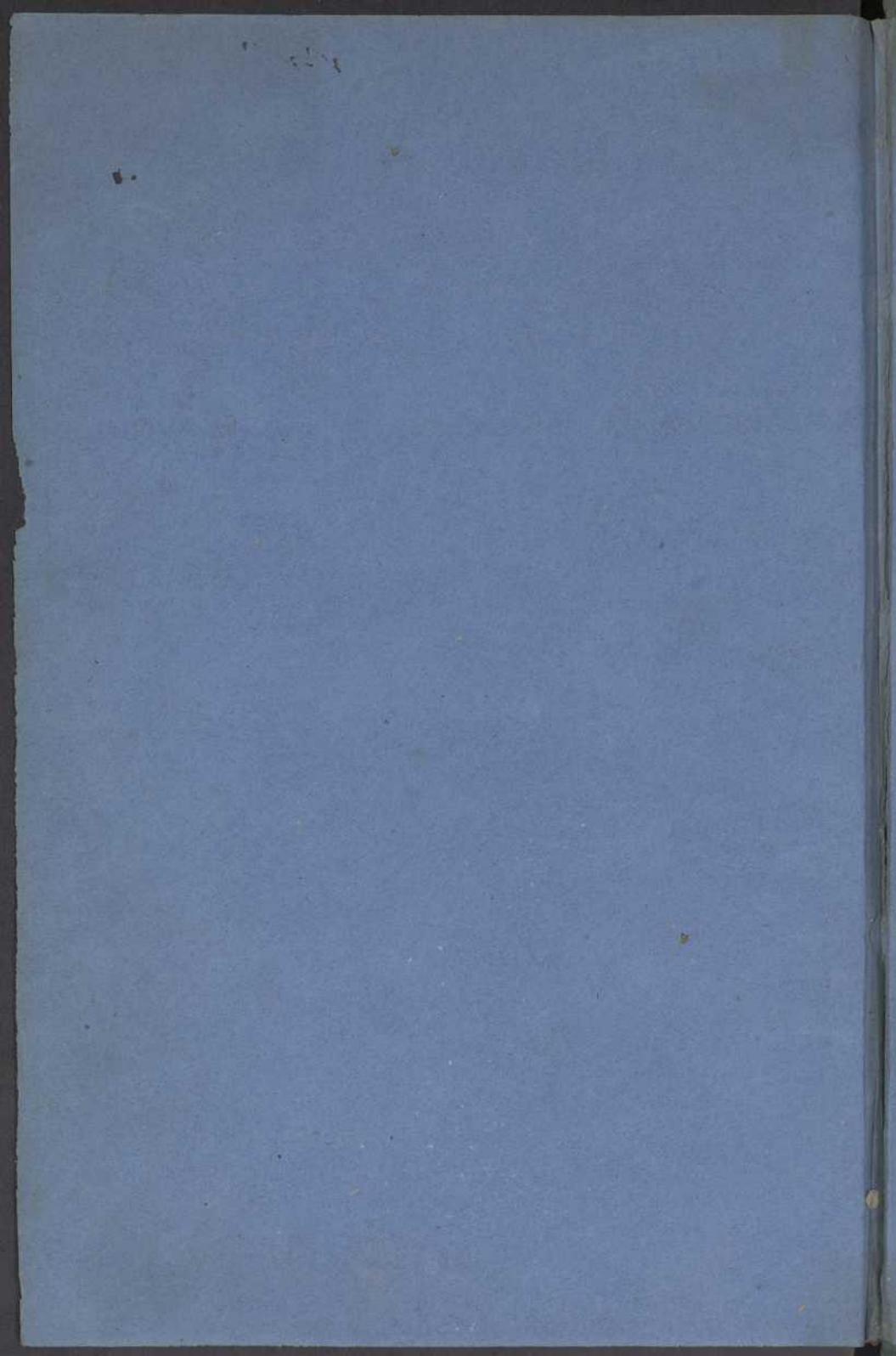
Zinc.....	275
— (Caractéres de las sales de).....	282

ERRATAS.

<u>Página.</u>	<u>Línea.</u>	<u>Dice.</u>	<u>Léase.</u>
46	11	electro negativo	electro positivo
61	11	Pirmer	Primer
570	4	de sulfuro	de mercurio
469	12	Oseo-oseina.	Oseina.

FIN.



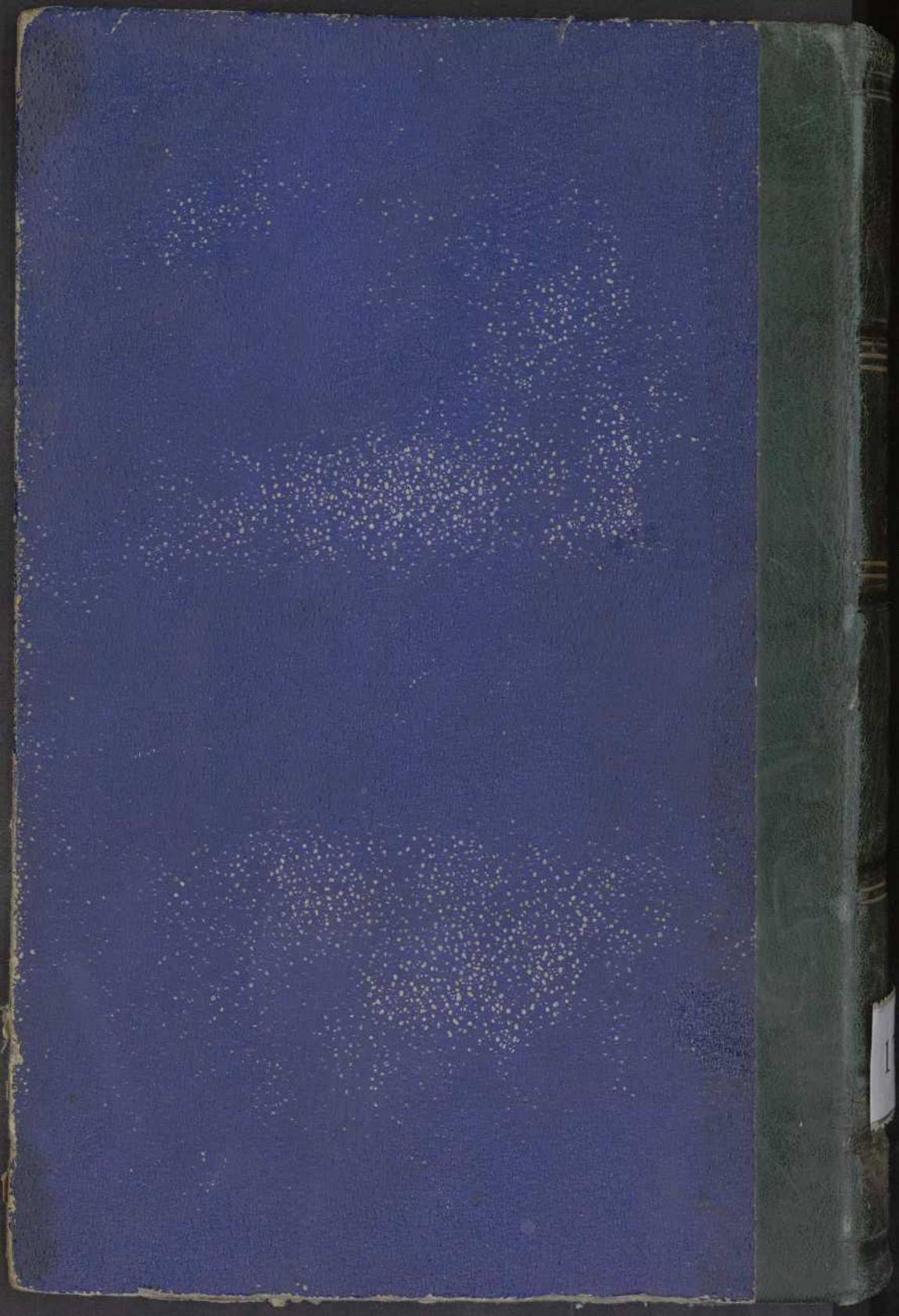


ESTANTE 13

Tabla 6.^a

N.º 9

18



LUNA

QUIMICA
GENERAL

2

17.519