

GA-23793

R. 149.364

BIBLIOTECA UNIVERSITARIA DE SANTIAGO



00640690

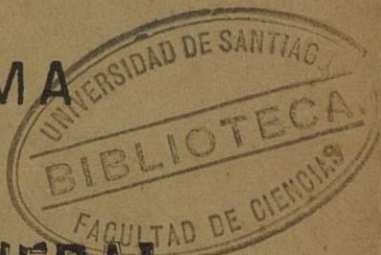
UNIVERSIDAD DE SANTIAGO
FACULTAD DE CIENCIAS

PROGRAMA

DE LAS LECCIONES DE

QUIMICA GENERAL

ESPLICADAS DURANTE EL CURSO DE 1894 A 1895



SANTIAGO

TIP. DE LA GACETA.—Total, 7.

1895

Ga-23493

Etiqueta Venueles

PROGRAMA

QUIMICA GENERAL

UNIVERSIDAD DE SAN CARLOS

1965



PROGRAMA
DE
QUÍMICA GENERAL

LECCIÓN 1.ª

¿Qué es ciencia?—Naturaleza.—Ciencias Naturales y división que de ellas se hace. — Volúmen y espacio, cuerpo y materia, energía y fuerza, tiempo y eternidad.—¿Qué es química general?—División de la química — ¿Por qué la química biológica debe estar comprendida en la general?—Divisiones de la química por sus aplicaciones; descripción y objeto de cada una de las ramas en que se divide la química aplicada.—Cuerpo y su división en simples y compuestos.

LECCIÓN 2.^a

Cuerpos simples.— Necesidad de una sucinta descripción de los mismos antes de emprender el estudio de la química — Simbolismo de los cuerpos simples.—Tabla de los cuerpos simples ó elementos químicos por orden alfabético.— Símbolo químico, historia, caracteres, estado en la naturaleza, usos y enumeración de los nombres vulgares de los principales cuerpos compuestos en que entran el Aluminio y Antimonio.

LECCIÓN 3.^a

Símbolo químico, historia, caracteres estado en la naturaleza, usos y enumeración de los nombres vulgares de los principales cuerpos compuestos en que entran el Arsénico, Azufre, Barrio, Bismuto, Boro y Bromo.

LECCIÓN 4.^a

Símbolo químico; historia, caracteres, enumeración de los nombres vulgares de los principales cuerpos compuestos en que entran, estado en la naturaleza y usos del Cád-mio, Calcio y Carbono.

LECCIÓN 5.^a

4^o Símbolo químico; historia, caracteres, enumeración de los nombres vulgares de los principales cuerpos compuestos en que entran, estado en la naturaleza y usos del Cerio, Cesio, C oro y Cobalto.

LECCIÓN 6.^a

Símbolo químico; historia; caracteres; enumeración de los nombres vulgares de los principales cuerpos compuestos en que entran: estado en la naturaleza y usos del Cobre, Cromo, Davio, Decipio, Didimio, Ervio y Escandio.

LECCION 7.^a

Símbolo químico, historia, caracteres, enumeración de los nombres vulgares de los principales cuerpos en que entran, su estado en la naturaleza y usos del Estaño, Estroncio, Filipo y Fluor.

LECCION 8.^a

Símbolo químico, historia, caracteres, enumeración de los nombres vulgares de los prin-

cipales cuerpos compuestos en que entran, su estado en la naturaleza y usos del Fósforo y Galio.

LECCION 9.^a

Símbolo químico, historia, caracteres, enumeración de los nombres vulgares de los principales cuerpos compuestos en que entran, su estado en la naturaleza y usos del Germanio, Glucinio é Hidrógeno.

LECCION 10

Símbolo químico, historia, caracteres, enumeración de los nombres vulgares de los principales cuerpos en que se encuentran, su estado en la naturaleza y usos del Hierro, Ilmenio é Indio.

LECCION 11

Símbolo químico, historia, caracteres, enumeración de los nombres vulgares de los principales cuerpos compuestos en que entran, su estado en la naturaleza y usos del Iridio, Itervio, Lantano, Litio y Magnesio.

LECCION 12

Símbolo químico, historia, caracteres, enu-

meración de los nombres vulgares de los principales cuerpos en que se encuentran, su estado en la naturaleza y usos del Manganeso, Mercurio y Molibdeno.

LECCION 13

Símbolo químico, historia, caracteres, enumeración de los nombres vulgares de los principales cuerpos compuestos en que entran, su estado en la naturaleza y usos del Niobio, Niquel y Nitrógeno.

LECCION 14

Símbolo químico, historia, caracteres, enumeración de los nombres vulgares de los principales cuerpos compuestos en que entran, su estado en la naturaleza y usos del Oro y Osmio.

LECCION 15

Símbolo químico, historia, caracteres, enumeración de los nombres vulgares de los principales cuerpos en que se encuentran, su estado en la naturaleza y usos del Oxígeno y Paladio.

LECCION 16

Símbolo químico, historia, caracteres, enumeración de los nombres vulgares de los principales cuerpos compuestos en que entran, su estado en la naturaleza y usos de la Plata y Platino.

LECCION 17

Símbolo químico, historia, caracteres, enumeración de los nombres vulgares de los principales cuerpos en que se encuentran, su estado en la naturaleza y usos del Plomo y Potasio.

LECCION 18

Símbolo químico, historia, caracteres, enumeración de los nombres vulgares de los principales cuerpos compuestos en que entran, su estado en la naturaleza y usos del Rodio, Rubidio, Rutenio, Samario y Selenio.

LECCION 19

Símbolo químico, historia, caracteres, enumeración de los nombres vulgares de los principales cuerpos en que entran, su estado en la naturaleza y usos del Silicio, Sodio y Talio

LECCION 20

Símbolo químico, historia, caracteres, enumeración de los nombres vulgares de los principales cuerpos en que entran, su estado en la naturaleza y usos del Teluro, Terbio, Titano y Torio.

LECCION 21

Símbolo químico, historia, caracteres, enumeración de los nombres vulgares de los principales cuerpos compuestos en que entran, su estado en la naturaleza y usos del Tulio, Tungsteno, Urano y Vanadio.

LECCION 22

Símbolo químico, historia, caracteres, enumeración de los nombres vulgares de los principales cuerpos compuestos en que entran, su estado en la naturaleza y usos del Yodo é Ytrio.

LECCION 23

Símbolo químico, historia, caracteres, enumeración de los nombres vulgares de los prin-

cipales cuerpos compuestos en que entran, su estado en la naturaleza y usos del Zinc y Zirconio.

LECCION 24

Cuerpos compuestos, su denominación por el número de elementos que entran.—Mezcla y combinación, sus diferencias.—Disolución, sus diversas clases y consideraciones acerca de las disoluciones, mezclas y combinaciones, disoluciones entre sólidos y sólidos (aleaciones), cuando se llaman amalgamas, disolución entre sólidos y líquidos, entre sólidos y gases (absorción de gases), sus diferencias con la oclusión y la verdadera disolución, disolución entre líquidos y líquidos, entre líquidos y gases, idem entre gases y gases.

LECCION 25

Operaciones y sus aparatos para facilitar las combinaciones.—Pulverización, morteros y sus clases, modo de sustituir los morteros.—Calefacción directa é indirecta, medios para obtener la directa, lámparas de alcohol, efectos de las telas metálicas, mecheros de Bunsem, hornillos de carbón, hornos, medios para construir estos aparatos sin grandes gastos.

LECCION 26

Calefacción indirecta, baños de maría, de arena, estufas y otros.—Recipientes para la calefacción, crisoles, retortas y matraces.—Soportes para estos aparatos.—Aparatos para la conducción de las sustancias calentadas á otros recipientes, tubos de cristal, modos de trabajar los tubos de cristal.

LECCION 27

Purificación y desecación de los gases.—Recolección de gases, cuba hidroneumática, modo de sustituirla, cuba hidrargironeumática.—Campanas, modo de sustituirlas, manera de recoger los gases en las campanas.—Aparatos de condensación de los vapores, alambiques y su descripción, modo de sustituir á los alambiques.

LECCION 28

Recipientes de disolución y cristalización, cubetas, cápsulas, vasos de precipitados, etcétera.—Recipientes de conservación de las sustancias y consideraciones generales sobre los mismos.—Modo de graduar los aparatos

de cristal.—Descripción breve de otros aparatos que se usan en los laboratorios de química.

LECCION 29

Dificultad de explicar todos los fenómenos químicos por las teorías existentes y necesidad en una obra elemental de exponer antes los hechos que las leyes y sus teorías.—Plan de estudio de los cuerpos compuestos.—Importancia de la electricidad en la combinación y separación de los elementos químicos.—Escala electro-química.

LECCION 30

Combinaciones del oxígeno con los demás elementos.—Nomenclatura química.—Denominación de los compuestos binarios del oxígeno con los demás elementos.—Nomenclatura de los anhídridos de los ácidos y de las bases.—¿Cómo cambian la terminación de los ácidos en las sales que forman?—Modificaciones establecidas en la nomenclatura de las combinaciones binarias oxigenadas.

LECCIÓN 31

¿Se conocen combinaciones del oxígeno

con el fluor?—Combinaciones del oxígeno con el cloro.—Fórmula, caracteres, preparación del Anhidrido hipocloroso, Anhidrido cloroso y Peróxido de cloro.—Combinaciones del Oxígeno con el Bromo y el Yodo.—Combinaciones del Oxígeno con el Azufre; fórmula, caracteres, preparación y usos de los Anhidridos sulfuroso, sulfúrico y persulfúrico.

LECCIÓN 32

Combinaciones del oxígeno con el selenio. Fórmulas, caracteres y preparación del anhidrido selenioso ¿existe el anhidrido selénico?—Combinaciones del oxígeno con el nitrógeno.—Fórmula, caracteres, preparación y usos del óxido nitros, óxido nítrico anhidrido nitroso, peróxido de nitrógeno y anhidrido nítrico.

LECCIÓN 33

Combinaciones del oxígeno con el fósforo, fórmulas, caracteres, preparación y uso de los anhidridos fosforoso y fosfórico.—Combinaciones del oxígeno con el arsénico, fórmula, caracteres, preparación y uso de los anhidridos arsenioso y arsénico.—Combinaciones del oxígeno con el cromo, fórmulas, caracteres,

preparación y usos del óxido crómico, óxido cromoso crómico, bióxido de cromo y anhídrido crómico.

LECCION 34

Compuestos binarios del oxígeno con el carbono.—Óxido de carbono, su fórmula, caracteres, obtención y usos.—Anhídrido carbónico, fórmula, caracteres, experimentos á que se presta; su estado en la naturaleza, su obtención, fabricación de gaseosas, usos.

LECCION 35

Combinaciones del oxígeno con el boro.—Anhídrido bórico, fórmula, caracteres, preparación y usos.—Anhídrido silícico, fórmula, caracteres y aplicaciones.—Compuestos del oxígeno con el antimonio, fórmulas, caracteres y preparación del anhídrido antimonioso, tetróxido de antimonio y anhídrido antimónico.

LECCION 36

Ligera idea de los anhídridos teluroso y telúrico.—Idem del anhídrido áurico y óxido auroso.—Óxido hídrico, estados en que puede

presentarse. Agua en estado de vapor, fenómenos que produce en la atmósfera.

LECCION 37

El agua en estado líquido, coloraciones que presenta en grandes masas, caracteres. Agua en estado sólido, sus caracteres.—Propiedades químicas del agua, experimentos demostrativos sobre la solubilidad de los gases en el agua.—Estado en la naturaleza y usos del agua.

LECCION 38

Bióxido del hidrógeno, su fórmula, sinonimia, descripción de sus caracteres, anomalías que presenta como especie química, opinión probable para explicar estos fenómenos.—Preparación y usos del agua oxigenada.—Anhidrido ósmico, su preparación y usos. Combinaciones del oxígeno con el platino.—Oxido platinoso, su fórmula y diversos modos como puede expresarse, sus caracteres y preparación.—Oxido platínico, fórmula, caracteres químicos, preparación y usos.

LECCION 39

Combinaciones del oxígeno con el mercu-

rio, fórmula, caracteres y usos de los óxidos mercurioso y mercúrico.—Combinaciones del oxígeno con la plata, fórmula, caracteres y preparación del protóxido y del bióxido de plata.—Combinaciones del oxígeno con el cobre, fórmula, caracteres, preparación y usos de los óxidos cuproso y cúprico.—Combinaciones del oxígeno con el bismuto, fórmula, caracteres y preparación del óxido bismútico, tetróxido bismútico y anhídrido bismútico.

LECCION 40

Combinaciones del oxígeno con el estaño, fórmulas, caracteres y preparación del óxido estañoso y del anhídrido estañoso.—Combinaciones del plomo con el oxígeno; breve noticia del subóxido de plomo, fórmulas, caracteres, preparación y usos del óxido plúmbico, anhídrido plúmbico y óxido intermedio de plomo.—Combinaciones del oxígeno con el magnesio, fórmula, caracteres, preparación y usos del óxido magnésico.

LECCION 41

Combinaciones del oxígeno con el cobalto, fórmulas, caracteres, preparación y uso de los óxidos, cobaltoso y cobáltico.—Combi-

naciones del oxígeno con el níquel, fórmulas, caracteres y preparación de los óxidos níqueloso y níquelico.—Combinaciones del oxígeno con el hierro, fórmulas, caracteres, preparación y usos del óxido ferroso, del óxido férrico y del óxido ferroso férrico.

LECCION 42

Fórmulas, caracteres y preparación del óxido cadmico.—Fórmula, caracteres, preparación y uso del óxido cincico.—Combinaciones del oxígeno con el manganeso, descripción de los principales compuestos que forman.—Fórmula, variedades, caracteres, preparación y usos del óxido de aluminio.

LECCION 43

Combinaciones del oxígeno con el calcio, fórmula, sinonimia, caracteres, preparación y usos del óxido cálcico.—Combinación del oxígeno con el estroncio, fórmula, caracteres y preparación del protóxido y bióxido de estroncio.—Combinaciones del oxígeno con el batio, fórmula; caracteres, preparación y usos del protóxido y bióxido de bario.—Fórmula y preparación del óxido lítico.—Combinaciones

del oxígeno con el sodio y potasio, fórmula, caracteres y preparación de los protóxidos y bióxidos de sodio y potasio respectivamente.

LECCION 44

Caracteres generales de los hidratos básicos, su nomenclatura, su formulación y diversas maneras de expresarse.—Métodos generales de preparación de los hidratos, fórmula, caracteres y preparación del hidrato del cloro.—Fórmulas y denominaciones de los principales hidratos del bromo, fórmula, caracteres, preparación y usos del verde de Gáignet.

LECCION 45

Hidratos de platino, fórmulas, caracteres y preparación del platinoso y platinico.—Razones por lo que se supone la existencia del hidrato argéntico.—Preparación y uso de los hidratos de cobre.—Fórmula y preparación del hidrato estañoso.—Fórmula, sinonimia y preparación del hidrato plúmbico.—Fórmula, sinonimia, preparación y usos del hidrato magnésico.—Hidratos de hierro, fórmula, sinonimia, caracteres, preparación y usos.—Hidratos de cadmio y zinc.

LECCION 46

Hidratos de manganeso, fórmulas, caracteres y preparación de los principales (manganeso y mangánico).—Fórmula, sinonimia, caracteres, preparación y usos del hidrato aluminico.—Fórmula, caracteres, preparación y usos del hidrato cálcico.—Fórmula, caracteres y preparación del hidrato estróncico.—Fórmula, caracteres, preparación y usos del hidrato bórico.—Fórmula, caracteres y preparación del hidrato lítico.

LECCION 47

Fórmula, sinonimia, caracteres, preparación y usos del hidrato sódico.—Fórmula, sinonimia, caracteres, preparación y usos del hidrato potásico.—Caracteres y preparación de los hidratos de rubidio y cesio.—Principales procedimientos para la obtención del oxígeno, desarrollo de fórmulas y aparatos más usados en estas operaciones.

LECCION 48

¿Qué son ácidos y cómo se dividen?—Ácidos hidrácidos.—¿Pueden formar sales?—No.

menclatura de estas sales.--Combinación del fluor con los demás elementos.—Acido fluorhídrico, su fórmula, caracteres, preparación y usos.—Principales fluoruros simples y dobles que forma el fluor con los demás cuerpos simples.

LECCION 49

Combinaciones del cloro con los demás elementos.--Fórmula, caracteres, preparación y usos del ácido clorhídrico.--Cloruros, métodos para la preparación de los cloruros.—Fórmulas, caracteres y preparación de los cloruros.—Fórmulas, caracteres y preparación de los cloruros de bromo, yodo, azufre y selenio.

LECCION 50

Fórmula, caracteres y preparación del clorido nitroso —¿Por qué han de tomarse ciertas precauciones con este cuerpo? —Breves nociones del radical amónico; fórmula, sinonimia, preparación y usos de cloruro amónico. Fórmula, sinonimia, caracteres y usos de los principales compuestos que forma el cloro con el fósforo, arsénico, cromo, carbono, boro y silicio.

LECCION 51

Combinaciones que forma el cloro con el antimonio: fórmulas, caracteres y preparación del tricoloruro y pentacoloruro de antimonio.— Combinaciones del cloro con el telurio: su fórmula y sucinta descripción de las mismas.— Combinaciones del cloro con el oro: fórmula, sinonimia, caracteres, preparación y usos del tricoloruro áurico.—¿Qué se entiende en química por estado nascente?—Combinaciones del cloro con el platino y con el mercurio; fórmulas, caracteres, sinonimia, preparación y usos de los cloruros platinoso y platínico, mercurioso y mercuríco.

LECCION 52

Cloruro de plata: su fórmula, sinonimia, preparación y usos; obtención de la plata de los baños que se han usado en la fotografía.— Combinaciones del cloro con el cobre, bismuto, estaño, magnesio, aluminio, hierro y zinc; sus fórmulas, caracteres, preparación y usos de los principales.— Cloruro cálcico: fórmula, caracteres, su estado en la naturaleza, preparación y usos.— Fórmula y preparación de los cloruros estánnico, bórico y lítico.—Fórmula

las, caracteres, su estado en la naturaleza, preparación y usos de los cloruros sódico y potásico.

LECCION 53

Acido hipocloroso: su fórmula deducida de la del anhídrido: sus caracteres, preparación y usos.—Hipocloritos: sus caracteres y preparación; hipoclorito cálcico: su fórmula, caracteres y preparación.—Cloritos: sus caracteres y preparación de los mismos.—Acido clórico, su fórmula, caracteres y preparación; usos de los cloratos bórico y potásico.—Acido perclórico: su fórmula, caracteres y preparación. Percloratos: sus caracteres y preparación del perclorato potásico: su fórmula y caracteres.—Diversos métodos para la obtención del cloro.

LECCION 54

Combinaciones del bromo con los demás cuerpos simples.—Acido bromhídrico: su fórmula, caracteres y preparación.—Bromuros: sus caracteres y preparación: principales bromuros.—Oxácidos del bromo: ácido hipobromoso: sus fórmulas, propiedades y preparación: hipobromitos: su preparación y propie-

dades. Acido brómico: su fórmula, propiedades y preparación; bromatos: su preparación.—Acido perbrómico: su fórmula y preparación; perbromatos su preparación.—Obtención del bromo.

LECCION 55

Combinaciones del yodo con los demás cuerpos simples.—Acido yodhídrico: su fórmula, caracteres y preparación.—Yoduros: sus fórmulas, caracteres, preparación y usos de los principales yoduros.—Oxácidos del yodo.—Acido yódico; su fórmula, caracteres y preparación; yodatos: su preparación y propiedades.—Acido peryódico: su fórmula, caracteres y preparación; peryodatos, sus caracteres.—Obtención del yodo.

LECCION 56

Combinaciones del azufre con los demás cuerpos.—Acido sulfhídrico: su fórmula, sinonimia, caracteres, preparación y usos.—Sulfuros: sus caracteres generales.—Sulfuros de selenio: sus fórmulas y nombres que reciben.—Sulfuro de nitrógeno: su fórmula y caracteres.—Sulfuros de fósforo: sus fórmulas y preparación.—Sulfosales y su nomenclatura.

—Sulfuros de arsénico: sus fórmulas, sinonimia, caracteres, preparación y usos.—Sulfuros de carbono: sus fórmulas, caracteres, sinonimia, preparación y usos del bisulfuro de carbono.

LECCION 57

Sulfuros de silicio: sus fórmulas.—Sulfuros de antimonio: sus fórmulas, sinonimia, caracteres, preparación y usos del trisulfuro.—Sulfuros de telurio, de oro, de platino y de mercurio: sus fórmulas, sinonimia, caracteres, preparación y usos del mercurico.—Sulfuro de plata: su fórmula, sinonimia, caracteres, preparación y usos.—Sulfuros de cobre, bismuto y plomo: sus fórmulas, sinonimias, preparación y usos.

LECCION 58

Fórmula y preparación del proto-sulfuro magnésico.—Fórmulas de los sulfuros de cobalto y de los de níquel.—Sulfuros de hierro: fórmulas, su estado en la naturaleza, sinonimia, caracteres, preparación y usos de los sulfuros ferroso, férrico, ferroso-férrico y del bisulfuro.—Fórmula, sinonimia, caracteres preparación y usos del sulfuro zincico. Fórmu-

LECCIONES DE QUÍMICA GENERAL



LECCIÓN 1.^a

¿Qué es ciencia?—Naturaleza.—Ciencias naturales y división que de ellas se hace.—Volúmen y espacio; cuerpo y materia; energía y fuerza; tiempo y eternidad.—¿Qué es química general?—División de la química.—¿Por qué la química biológica debe estar comprendida en la general?—Divisiones de la química por sus aplicaciones; descripción y objeto de cada una de las ramas en que se divide la química aplicada.—Cuerpo y su división en simples y compuestos.

Ciencia es el conjunto de principios ordenados y metodizados, cuya verdad puede ser demostrada por el raciocinio ó por la experimentación.

Naturaleza es, el conjunto, de seres que pueblan el universo y las leyes armónicas á que están sometidos,

teniendo no obstante esta palabra muchas acepciones pero que, por los antecedentes y consecuentes puede el sentido común, saber su aplicación en determinados casos, en que se usa esta palabra.

Dentro de la naturaleza encontramos cuatro grandes factores que son: el espacio, la materia, la fuerza y como resultado el tiempo, así es que las ciencias naturales se denominarán geometría, la que estudia el espacio, química, la que se ocupa de la materia, con respecto á su constitución, física, la que busca las leyes á que están sometidas las fuerzas y cronología la que trata del tiempo, como sucesión unos momentos de otros.

La razón humana no puede ver el espacio, solamente lo deduce de una propiedad general de los cuerpos, la extensión y por tanto solamente podemos apreciar en los cuerpos sus tres dimensiones ó sea su volúmen y éste limitado por superficies, constituyendo lo que se llama figura: guarda, pues, el volúmen con respecto al espacio, la misma proporción que la parte con el todo.

El espacio es infinito y para demostrarlo nos bastaría una pequeña consideración: supongamos, puesto que el punto matemático no tiene volúmen, que seis de éstos están reconcentrados en uno solo: si con la imaginación, hacemos partir uno de ellos de manera que atravesase la estancia donde estamos y continuando en línea recta, conservando siempre la misma dirección y el mismo sentido, describirá una línea recta que tendrá por origen el punto de partida y por el otro lado infinito, más, si por el mismo punto de origen marcha otro de los puntos en la misma dirección pero en sentido opuesto, sin parar jamás, engendrarán una línea infinita

por ambos extremos; donde había seis puntos habrán quedado solamente cuatro; si, otros dos, parten en otra dirección de la misma manera que los anteriores y ambos á dos en sentido contrario, tendremos igualmente otra línea infinita que se cortará con la primera, en el punto de origen y determinarán por tanto una superficie infinita y por último si los dos puntos restantes parten imaginariamente fuera de esta superficie, con una misma dirección pero en sentido opuesto, engendrarán igualmente una tercera línea infinita: se habrá demostrado que el espacio así imaginado, no puede tener límites y por lo tanto que es infinito y de ahí se desprende que, no puede tener, forma alguna corpórea.

Los cuerpos impresionan nuestros sentidos y tienen las propiedades generales de extensión, impenetrabilidad, inercia y gravedad y están constituidos por una substancia que se transforma siempre, estableciendo lo que se ha llamado rotación ó ciclo de la materia pero permaneciendo siempre constante, un algo, que se llama substancia ó materia, que la ciencia no puede hacer desaparecer ni crear. Lo que transforma, lo que cambia, lo que aniquila ó crea, son los cuerpos, la materia es siempre la misma.

Existe en la naturaleza algo que produce el movimiento, que se llama fuerza, que puede producir diversas manifestaciones pero que por transformarse las unas en las otras, se ve que conservan una unidad que se ha llamado, unidad de las fuerzas físicas: éstas se determinan por lo que se llama energía y por tanto las energías son á la fuerza, como el cuerpo á la materia.

Todo sucede e incesar, unos fenómenos tras los otros

cuando se toma un punto de partida y desde aquel empieza á medirse la sucesión, aquello es el tiempo, envuelto en un pasado infinito y en un futuro infinito también, que se llama eternidad que para expresarlo gráficamente, supondríamos una línea recta, infinita por ambos extremos y que por lo tanto para medirla habría de partirse de un punto convencional. operación que nunca se terminaría porque el infinito no puede representarse por número, aunque lo contiene, el punto por tanto de partida es el tiempo, desde él, puede contarse pero la totalidad no puede ser medida.

Como resúmen puede establecerse la siguiente proporción:

Volúmen : Espacio :: Cuerpo : Materia :: Energía : Fuerza :: Tiempo : Eternidad.

Química general, es la que estudia las leyes fundamentales por la que se rige las transformaciones de la materia, dando origen á cuerpos y da reglas para averiguar la composición de estos mismos (*análisis*) para que á partir de esta, puedan producirse en virtud de las leyes fundamentales, los cuerpos que en el estado actual de la ciencia puedan obtenerse (*síntesis*).

La química, bajo el punto de vista especulativo se dividirá, en química inorgánica que estudia la materia en los seres llamados inorgánicos y orgánica que estudia la materia en los llamados orgánicos y se está formando una nueva ciencia, llamada química biológica, que estudia las leyes que rigen en las transformaciones de la materia inorgánica, hasta constituir los seres vivientes y que por tanto, debe incluirse dentro de la química general ya por entrar en la definición, ya

por su gran importancia bajo el punto de vista práctico.

No existe una verdadera demarcación en la química, por no existir tampoco, entre los seres inorgánicos y orgánicos, llamados modernamente sidéreos y episidéreos, pues hasta tal punto se compenetran entre sí y por los fenómenos que manifiestan, que como hemos dicho, es imposible encontrar una línea divisoria, existiendo mas bien una zona neutral con contornos difumados.

A manera de ejemplo, citaré un caso de una reacción que hasta ahora, ha sido considerada siempre como del dominio de la química inorgánica y que no deja de verificar *actos*, por los que pueden considerarse como esbozo de fenómenos vitales.

Los seres vivientes, han sido caracterizados siempre por nacer de seres semejantes á ellos y de los cuales han recibido la vida y por verificar las funciones de nutrición (que comprenden la aprensión de los alimentos, su preparación, la digestión, circulación, respiración y asimilación de los alimentos y secreciones) y la reproducción, pudiendo suspender (más principalmente en los seres de organización menos complicada) la vida por algún intervalo de tiempo y cuando la circunstancia del medio han sido favorables, volver á continuar los fenómenos vitales para extinguirse por la muerte: pues bién, todos estos fenómenos se verifican en la llama y para exponerlos con toda claridad localizaremos el fenómeno en una vela.

La vela está compuesta de materias grasas que rodean á una mecha ó torcida: para producir la llama es indispensable, primero, que otra llama le comunique su fuerza inicial, es decir su vida y por lo tanto la llama

recibe su existencia de otro ser igual á ella que le dá la vida; de la misma manera que el embrión recibe la vida paulatinamente de sus procreadores, la llama nace embriónariamente y hasta que ha adquirido la fuerza para ir asimilándose las materias de que se ha de alimentar, no se presenta con esa exuberancia de vida que ha de tener durante su existencia pero inmediatamente empiezan las funciones y ella misma se proporciona como los seres vivos, las substancias que necesita. La aprensión de los alimentos la verifica fundiendo mediante el calor las substancias grasas que se derriten acumulándose á la torcida, circulando por capilaridad por entre sus hebras y ascendiendo á través de las distintas zonas de la llama, se ponen incandescentes, produciendo luz y calor, y la misma oxidación del carbono por el oxígeno, es una respiración y para completar más el simil, podemos observar que á veces se verifican secreciones, que si son muy abundantes, le entorpecen la vida, ni más ni menos que los casos patológicos que pueden producir en los seres vivos, la abundancia de las secreciones y que está expuesta ya á los agentes traumáticos que le pueden ocasionar la muerte ó á otros, como una corriente de aire y finalmente sucumbe á la muerte, con estos estertores que produce siempre el ser vivo al despedirse de la vida, pero antes de morir puede reproducirse. Con una llama puede incendiarse el mundo entero, con tal que haya combustible para ello.

Que en los seres orgánicos se verifican reacciones como en los inorgánicos, es tan claro que ni merece la pena de citar ejemplos, pues su vida dependé siempre de estas mismas reacciones.

La química puede dividirse por sus aplicaciones en médica, farmacéutica, agrícola, industrial y aun sufrir otras subdivisiones y es tan importante la biológica, bajo el punto de vista médico y agrícola, que podríamos decir que sin ella la medicina y la agricultura no serían ciencias y sí solo, un mero empirismo como se verá al tratar de ellas.

Los cuerpos, como hemos dicho, están constituidos por materia y así, como está ya fuera de duda la unidad de las fuerzas físicas, también parece que la ciencia tiende á hallar la unidad de la materia pero en la actualidad se presenta ésta en unos estados característicos que no se confunden unos con otros, llamándoseles cuerpos simples, la materia en estos estados, puede unirse, la de un estado con otro, formando por tanto, la agrupación de estos estados de la materia ó cuerpos simples, los llamados compuestos, siempre que se unan formando un todo homogéneo.

LECCIÓN 2.^a

Cuerpos simples.—Necesidad de una sucinta descripción de los mismos antes de emprender el estudio de la química.
—Simbolismo de los cuerpos simples.—Tabla de los cuerpos simples ó elementos químicos por orden alfabético.
—Símbolo químico, historia, caracteres, estado en la naturaleza, usos y enumeración de los nombres vulgares de los principales cuerpos compuestos en que entran el aluminio y antimonio.

Definido en la lección anterior, lo que es cuerpo simple ó elemento químico, creo que es conveniente antes de consignar las leyes por las cuales se agrupan, para formar los cuerpos compuestos y el estudio de éstos, describir antes, aunque sumariamente, y por orden alfabético, los principales cuerpos simples y si bién, por regla general, los alumnos tienen ya conocimiento de alguno de ellos, tales como el oro, la plata, cobre, plomo, hierro y otros, en cambio del aluminio, sodio, potasio y varios otros, no es posible que se formen idea conociendo las arcillas, la sal común, la potasa y otros compuestos, por lo que, describiré antes los principales cuerpos simples, empezando por su símbolo, historia, en las que unas veces la casualidad y otras veces un fin preconcebido, guiados siempre por una atenta

observación y completado por el experimento, se ha llegado y se llegará, más aún, á grandes adelantos de ntro de las ciencias experimentales.

Con los caracteres del cuerpo podrá hacerse cargo el alumno de lo que es, completándose este conocimiento con el estado ó estados de como se encuentra en la naturaleza, indicándole por los usos á que se le destina la importancia que tenga el cuerpo simple en el concierto universal de la naturaleza y dejando las operaciones de extracción para cuando le toque el turno de tratar el cuerpo simple como elemento de los compuestos que forma y de ese modo, se habrá roto ese ciclo ó círculo vicioso en el que no se sabe si estudiar los cuerpos simples antes que sus compuestos ó los compuestos para deducir los simples.

Como se verá más adelante, en química se formulan las reacciones, expresándose como una igualdad parecida á las que se plantean en álgebra y por lo tanto es necesario establecer un símbolo que represente al cuerpo simple ó elemento químico y siendo conveniente expresarlo lo más breve posible, los químicos se han convenido y han establecido unos símbolos que representan á estos cuerpos simples; éstos se forman con la inicial del nombre porque se designa el cuerpo simple en el lenguaje vulgar ó latino, y como hay muchos que empiezan por una misma inicial, se recurre á las letras posteriores, así hay varios cuerpos como cádmio, calcio, carbono, cerio, cesio, cloro, caballo, cobre, cromo que empiezan todas por C, al de mayor importancia ó á veces por antigüedad se designa á uno de ellos por la sola inicial, representando la C carbono; por lo

tanto para designar todos los demás cuerpos simples que empiezan por la misma C se tendrá que recurrir á las demás letras: Ca representa el calcio; el cadmio también empieza por C y como en el interior le sigue la a por lo tanto se recurre á la d que es la letra que le sigue inmediata, luego Cd será el símbolo del cadmio, lo mismo sucede con el cério y el cesio al cério se le representa por Ce y al cesio por Cs. Como hemos dicho anteriormente algunos toman la inicial del nombre latino, como el azufre que empieza por A y en cambio se le representa por S porque el nombre latino es sulfur y podrán verse más detalladamente en la adjunta tabla:

CUERPOS SIMPLES Ó ELEMENTOS QUÍMICOS

NOMBRE	<i>Símbolo</i>	<i>Equivalente</i>	<i>Peso atómico</i>
Aluminio	Al	13,75	27,04
Antimonio	Sb	120	119,96
Arsénico	As	75	74,92
Azufre	S.	16	31,98
Bario	Ba	68 50	136,80
Bismuto	Bi	208,	207,50
Boro	Bo	11	10,94
Bromo	Br	80	79,75
Cadmio	Cd	56	111,80
Calcio	Ca	20	39,91
Carbono	C.	6	11,97
Cerio	Ce	70,65	141,20
Cesio	Cs	133	132,70

NOMBRE	<i>Símbolo</i>	<i>Equivalente</i>	<i>Peso atómico</i>
Cloro	Cl	35,50	35,37
Cobalto	Co	29,30	58,60
Cobre	Cu	31,50	63,18
Cromo	Cr	26,25	52,45
Davio	Da	>	152
Decipio	Dp	85,50	171
Didimio	Di	72	142,12
Erbio	Er	166	166
Escandio	Sc	22	43,98
Estaño	Sn	59	117,70
Estroncio	Sr	43,75	87,30
Filipio	Fp	>	>
Fluor	Fl	19	19,06
Fósforo	Ph	31	30,96
Galio	Ga	35	69,90
Germanio	Ge	72,03	>
Glucinio	Gl	4,62	9,08
Hidrógeno	H.	1	1
Hierro	Fe	28	55,90
Ilmenio	Il	>	105
Indio	In	56,70	113,40
Iridio	Ir	98,50	192,50
Iterbio	Ib	172,60	173
Lantano	La	67,50	138,50
Litio	Li	7	7,01
Magnesio	Mg	12	23,96
Manganeso	Mn	27,50	54,80
Mercurio	Hg	100	199,80
Molibdeno	Mo	48	95,90
Neptunio	Np	>	118
Niobio	Nb	47	93,80
Niquel	Ni	29,50	58,60
Nitrógeno	N.	14	14,02
Norio	No		

NOMBRE	<i>Simbolo</i>	<i>Equivalente</i>	<i>Peso atómico</i>
Oro	Au	98,30	196,26
Osmio	Os	99,50	195
Oxígeno	O	8	15,96
Paladio	Pd	53,25	106,20
Plata	Ag	108	107,67
Platino	Pt	98,35	194,40
Plomo	Pb	103,50	206,40
Potasio	K	39	39,03
Rodio	Ro	52	104,10
Rubidio	Rb	85	85,20
Rutenio	Ru	52	103,50
Samario	Sm	150,02	»
Selenio	Se	39,75	78,87
Silicio	Si	14	28
Sodio	Na	23	22,99
Talio	Tl	204	203,70
Tántalo	Ta	91	182
Teluro	Te	64,05	127,80
Terbio	Tr	»	»
Titano	Ti	25	50,25
Torio	To	58,05	231,96
Tulio	Tu	170,07	»
Tungsteno	W	92	183,60
Urano	U	60	239,80
Vanadio	V	51,30	51,26
Yodo	I	127	126,56
Ytrio	It	89,70	46,25
Zinc	Zn	32,75	64,90
Zirconio	Zr	45	90,40

ALUMINIO.—Al.

Descomponiendo el cloruro aluminico con el potasio el químico alemán Wohler en 1827 obtuvo un polvo gris que adquiere color blanco y brillo metálico bruñéndolo sobre un papel y resultando ser este producto el aluminio aunque algo impurificado. H. Sainte-Claire Deville entre los muchos trabajos á que se dedicó para obtener con toda su pureza muchos de los cuerpos nuevos que se descubrieron á últimos del siglo pasado y principios del presente, pudo obtener el aluminio con toda su pureza y estudiarlo, buscándole muchas aplicaciones y planteando el gran problema del aluminio que cada día va dejándose más los inconvenientes de obtenerlo con gran economía y no tardará día que derrocará en gran parte, la importancia que hoy tiene en la civilización moderna el hierro.

El aluminio tiene un color metálico, blanco ligeramente azulado, es muy ligero pues su densidad no excede en mucho de 2'50 es muy ductil y maleable, se funde á la temperatura de 700° sin volatilizarse, conduciendo bien el calor y la electricidad.

Forma compuestos de bastante importancia entre ellos la alumina, corindon ó esmeril (óxido de aluminio) que según sus coloraciones se llama topacio (amarillo) záfiro (azúl) y amatista (violado); el alumbre (sulfato aluminico potásico), las arcillas (silicato aluminico hidratado), el granate (silicato aluminico cálcico) los fel-

despatos y otras que se verán cuando se estudien en su lugar correspondiente.

Se encuentra en la naturaleza muy abundantemente pues forma parte de las arcillas feldespatos y unido con la sílice y otros elementos químicos constituye una larga lista de minerales que sería prolijo enumerar

Se emplea para sustituir al hierro principalmente en los que han de estar en contacto con el aire y aun más con el agua, se hacen ya clavos de aluminio para los embarcaciones, hay lanchas vaporas que son de plancha de aluminio, sustituye al hierro en las baterías de cocina, se fabrican petacas y fosforeras que parecen de plata y á no tardar, tendrá aún muchas más aplicaciones.

ANTIMONIO.—Sb.

El antimonio llamado en latín Stibium, según la mayoría de los autores, fué descubierto á mediados del siglo XV por Basilio Valentín, siendo probable que la etimología de la palabra con que hoy se le conoce, sea de antimonios, que eran las escorias de los minerales de plata.

El antimonio se caracteriza por ser sólido con brillo metálico, blanco azulado, cristaliza en romboedros de bastante dureza y mucha fragilidad, funde á 440°, conduce con dificultad el calor y la electricidad. En caliente se oxida con gran rapidez y puede hacerse un experimento muy curioso fundiéndolo con la llama del soplete y después vertiendo en el suelo el glóbulo líquido y produce al chocar al suelo unas luces ó

chispas muy vivas esparciendo abundantes humos blancos. El peso específico varia entre 5'8 en el amorfo y 6'8 en el cristalizado.

Se encuentra en la naturaleza con alguna abundancia, principalmente en la provincia de Lugo y más aún en el ayuntamiento de Cervantes (distrito de Becerreá) en donde se encontró un tetraóxido de antimonio que se ha denominado cervantita y se presenta más abundante aún combinado con el azufre que se le llama estibina.

Con el antimonio se hacen varias aleaciones metálicas, unas para fabricar objetos de adorno que después se galbanizan y otras que sirven para caracteres de imprenta y grabados.

LECCIÓN 3.^a

Simbolo quimico, historia, caracteres, estado en la naturaleza, usos y enumeración de los nombres vulgares de los principales cuerpos compuestos en que entran el arsénico, azufre, bario, bismuto, boro y bromo.

ARSENICO.—As.

En tiempo de Dioscorides Anazarveo ya se conocían algunos compuestos arsenicales y se habían conocido sus propiedades venenosas y medicinales, pero hasta 1664 no fué extraído por Schroeder, quien creyó que era un metal, por su gran parecido con el hierro puro.

El arsénico se presenta de dos maneras, ó de un color gris ó con un color brillante, en ambos estados los caracteres son casi iguales, notándose solo una pequeña diferencia en su densidad que varía de 5'6 en el primero y de 5'9 en el segundo. Como el anterior cristaliza en romboedros, tiene un brillo metálico muy parecido al del acero: echado en las ascuas ó calentándolo por el soplete emana un olor parecido al de ajos quemados, y puede hacerse un curioso experimento llamado lluvia de oro que consiste en echar dentro de un recipiente que contenga el gas cloro, arsénico en polvo muy fino y entonces se inflama produciendo unas lla-

mitas redondeadas semejantes á pepitas de oro, por lo cual se le ha dado el nombre de lluvia de oro: no es posible fundirlo, á no ser que sea con alguna presión, pues antes de fundirse se volatiliza.

Entra á formar parte del mispickel, y del rejalgal y oropimente á más de algunos otros.

Se encuentra en la naturaleza á veces en estado puro, llamándose en este caso arsénico nativo y otras veces se encuentra asociado á otros cuerpos simples y no es raro encontrar aquí en Galicia el mispickel, mineral que está compuesto de arsénico, azufre y hierro y que por su color algo plateado dá ocasión á que muchos del vulgo se hayan creído encontrar una mina ó filón de plata.

El arsénico puro, puede entrar en aleaciones con otros metales y sus compuestos tienen gran aplicación en la medicina y la industria.

AZUFRE.—S.

El azufre es uno de los elementos químicos, conocidos desde la más antigua época, los latinos le conocían con el nombre de sulphur, y de él se toma el radical para sus derivados, así se dice sulfúrico, sulfhidrico, sulfuroso etc., y quemado tiene grandes propiedades, desinfectantes, circunstancia también conocida desde la más remota antigüedad, por lo cual entraba á formar parte en sus ceremonias religiosas. Alberto el Magno en el siglo XII, conocía ya el azufre amorfo, y en el siglo pasado se estudió el azufre prismático.

Puede presentar el azufre varios aspectos, unas veces:

puede estar cristalizado y entonces se encuentra en octaedros, pertenecientes al sistema orthorrombico ó en prismas del sistema clinorrombico, ó presentarse también amorfos; generalmente tiene un color amarillo de limón; cuando se le frota emana algo de un olor característico; su densidad varía entre 1'9 y 2'7 se funde á la temperatura de 112°, y sucede un fenómeno muy raro: á medida que se va calentando más y cuando esta llega á 150°, entonces se expesa, de tal modo que aunque se vuelva el crisol boca abajo, no se vierte, pero al calentarlo más vuelve á liquidarse otra vez y al llegar á la temperatura de 480°, entra en ebullición y despidе un vapor anaranjado, con tinte rogizo, que se condensa formando un polvillo que se llama flor de azufre.

Muchos experimentos y muy curiosos pueden hacerse con el azufre, si cuando está líquido se le echa en agua fría, resulta de un color acaramelado, blando y elástico como la goma: si se le quema arde con llama azulada, si se echa sobre las ascuas las apaga, y si se calienta un cañón de estas escopetas antiguas, hasta llegar al rojo, y después se echa azufre, tapando la boca del cañón, sale por la chimenea un chorro de vapor de azufre y colocando un alambre fino arde con suma facilidad.

El azufre se puede encontrar puro en la naturaleza y existe también asociado á otros cuerpos simples, formando una grandiosísima variedad de minerales, que se citan en otros lugares de este libro y entra también en formación de los organismos tanto vegetales como animales.

Se emplea en medicina, en polvo y formando parte de varios unguentos: en la industria para la fabricación

de pólvoras, en agricultura para el azufrado de las viñas y en las mismas aldeas de Galicia para sujetar el hierro á las piedras, en lugar del plomo.

BARIO.—Ba.

Este metal fué descubierto por Davy en 1808, descomponiendo la barita por una corriente eléctrica.

Por el brillo y color, se parece mucho á la plata, descompone el agua á la temperatura ordinaria, quedándose con el oxígeno y desprendiendo el hidrógeno; el peso específico no está bien determinado pero se supone con varía entre 4 y 5.

Forma varios compuestos, entre ellos la barita (protóxido de bario) que es cáustico y venenoso, el agua de barita (disolución de hidrato bárico), la baritina ó espato pesado (sulfato bárico), la witherita (carbonato bárico neutro) y otros varios.

Hasta ahora no se ha encontrado libre en la naturaleza, pues solamente se le ha hallado combinado con otros cuerpos simples, formando minerales que algunos están citados en el párrafo anterior.

No se le conocen grandes aplicaciones á no ser que sea á sus compuestos.

BISMUTO.—Bi.

Jorge Agricola, á principios del siglo XVI, descubrió el bismuto y al principio se le confundía con el antimonio y el estaño, con el que se une muy bien, y

hasta que Pott en 1740 lo diferenci6, no se pudieron apreciar sus propiedades.

Es s6lido, blanco con un tinte algo perlado y rosado, formando 6 veces irisaciones, peso espec6fico 9'8, se funde 6 268° aumentando su densidad en estado l6quido.

Se encuentra en la naturaleza en estado nativo, y combinado con otros cuerpos simples.

Se emplea para aleaciones unido al plomo, esta6o y cadmio que les hace m6s fusible y cuyas aleaciones sirven para evitar las explosiones en algunas calderas de las m6quinas de vapor.

BORO.—Bo.

Fué descubierto por Gay-Lussac y Thenard en 1808, pero solamente conoci6 el boro am6rfo y Saint-Claire Deville y Wohler lo estudiaron con m6s detalles.

El boro se presenta en dos estados, cristalizado y am6rfo, y autores hay que se6alan un tercer estado llam6ndole grafitoideo, pero se supone que no es m6s que una combinaci6n del boro con el aluminio.

Cristaliza en primas rectos de base cuadrada, afectando la forma de octaedros regulares y algunas veces como el diamante presenta aristas curvas: tiene una dureza muy grande y su densidad 2'64; hasta ahora no ha podido ser fundido por el calor. El am6rfo tiene distintas propiedades, seg6n haya sido calentado 6 no, disolvi6ndose en este caso en el agua: presenta un caso alg6 raro con unirse con gran fuerza con el nitr6geno, pues

este es uno de los cuerpos simples, más pasivos que se conocen.

Se presenta en la naturaleza formando la sal sedativa de Homberg (ácido bórico) y algunos otros minerales, y hasta ahora no ha sido encontrado libre.

En la actualidad, no se usa el boro puro en aplicaciones directas, pues solo tienen utilidad sus compuestos.

BROMO.—Br.

Fué descubierto por Balard en 1826 estudiando las aguas madres de las salinas del Mediodía de Francia y se le puso este nombre por su fuerte mal olor, pues en griego esta palabra significa fetidez.

Se presenta en estado líquido y solo se solidifica á la temperatura de 24° á 25° bajo cero y á 63° entra en ebullición: tiene una densidad de 3 variando algo según la temperatura; tiene un color rojo oscuro y si se le coloca entre dos placas de cristal, mirado por refracción, resulta de color rojo granate.

Se encuentra en la naturaleza, formando bromuros de magnesio y sodio en las aguas del mar, principalmente en las del mar muerto, en las algas y en algunos minerales de plata de Méjico.

Se emplea en Medicina y en la industria, pero principalmente sus compuestos.

LECCIÓN 4.^a

Símbolo químico; historia; caracteres; enumeración de los nombres vulgares de los principales cuerpos compuestos en que entran, estado en la naturaleza y usos del Cádmió, Cálció y Carbono.

CADMIO.—Cd.

Los polvos pardos que se depositan en los recipientes, donde se condensa el zinc, se les llamó cádmias y estudiando este producto, fué como se descubrió este metal y por esto se le llamó cádmio: Stromeyer en 1817 y Hermand en 1818, hicieron trabajos y se les puede considerar como los descubridores del cádmio.

Es sólido de color y brillo parecido al estaño; muy blando, siendo dúctil y maleable; tiene de peso específico 8'55; se funde á 320° y á la temperatura de 860 hierve y se volatiliza produciendo unos vapores que son venenosos.

Se encuentra en la naturaleza acompañando á los minerales de zinc y no tiene aplicaciones conocidas.

CALCIO.—Ca.

Descomponiendo la cal viva por las corrientes eléctricas, pudo aislar en 1808 Davy, el cálcio.

Como hasta ahora no ha podido ser obtenido, más que en pequeñas cantidades, por eso no está del todo bien estudiado este metal, muy importante por los compuestos que forman. No están conformes los autores con respecto á su color, pues mientras unos dicen que es amarillo, otros lo atribuyen color blanco y no falta quien, partiendo la diferencia, dice que tiene color blanco amarillento. Tiene una densidad de 1'6 según unos y de 1'9 según otros.

Forma multitud de compuestos, entre ellos la fluorina ó espatofluor (fluoruro cálcico), la cal viva (protoxido de calcio) que sirve para producir la luz Drummond y que mediante la acción del agua se convierte en cal apagada y existen varias variedades que se usan principalmente en el arte de construcción; los llamados polvos de gas ó de cloruro de cal (hipoclorito cálcico), que se usa para el blanqueo y para sacar las manchas de vino de las servilletas; la anhídrita (sulfato cálcico neutro); el yeso en flecha ó espejo de asno y los alabastros yesosos (sulfato cálcico hidratado), la glauberita (sulfato sódico cálcico); la coprolita (fosfato tricálcico) que entra en la composición del apatito, esparraguina y fosforita, los mármoles (carbonato cálcico) que tiene numerosísimas variedades y entra también en la formación del vidrio (silicato sódico cálcico).

Se encuentra en la naturaleza, formando minerales y alguno de ellos en grandes masas, y también toma parte en la composición de la substancia orgánica, encontrándose siempre en las cenizas de partes de animales y vegetales.

Aislado no se le conocen aplicaciones, pero la

tienen y muy grande sus compuestos, tanto en medicina como en las industrias y la agricultura.

CARBONO.—C.

El carbono es uno de los cuerpos que más importancia tiene en el estudio de la química, ya en la inorgánica y más principalmente en la orgánica y biológica, que se les ha denominado con mucha propiedad la química del carbono.

Desde los tiempos mas oscuros que se pierden en los orígenes de la humanidad, ya era conocido el carbón y se aprovechaban de algunas de sus propiedades, no obstante el estudio del carbono es uno de los que más modernamente está en boga y lo estará, mientras no diga su última palabra, la química biológica.

El carbono se nos presenta con muchísimas propiedades, algo diferentes, según sea el estado que se le estudia y casi se puede decir que el más puro es el diamante, pues en los demás estados siempre deja algún residuo, prueba de sus impurezas.

El diamante, es una de las piedras preciosas más estimadas, pero en la actualidad se ha llegado á hacerlos artificiales, con altísima temperatura y fuertes presiones, aunque sus resultados han sido muy exíguos bajo el punto de vista económico, pues solo se han obtenido pequeñísimas puntas de diamante, no obstante el hecho científicamente hablando tiene una grandiosísima importancia: cristaliza en octaedros ó en sus derivados de 12, 24 y 36 lados; con caras convexas y aristas cur-

vas: generalmente es incoloro, pero puede presentarse azul, amarillo, pardo y negro, haciéndole variar considerablemente su precio: la densidad es de 3'50 y su dureza sumamente característica, por ser el cuerpo más duro que hoy se conoce; conduce mal el calor y la electricidad: no se le conoce disolvente y arde con una llama azulada, sin dejar residuo alguno; tiene un poder de refringencia muy grande.

Otra de las maneras con que se nos presenta el carbono en la naturaleza, ha recibido el nombre de grafito, conocido también por lapiz-plomo ó plumbagina y no es tan puro como el anterior, pues siempre deja residuos: cristaliza en laminitas exagonales, pero ordinariamente se presenta amorfo: tiene generalmente un color gris aplomado y en cuanto á dureza es diametralmente opuesta á la anterior, pues tizna los dedos, caracter con que se reconoce á la mayoría de los cuerpos de menor dureza: su densidad fluctúa entre 1'8 á 2'5 según las substancias que le acompañan: es buen conductor del calor y electricidad, circunstancia esta última que la hace muy aprovechable para la galvanoplastia.

Otro de los estados con que se presenta, y cada vez más impuro, es el que han llamado carbono amorfo, comprendiendo los carbones naturales y artificiales que podremos citar entre los primeros la antracita, lignito, turba, carbón de piedra y hasta algún otro de menor importancia y entre los artificiales el cok, carbón de retorta como procedentes de carbones minerales, el carbón vegetal y el negro de humo y los procedentes de huesos, sangre y otros productos animales.

El carbono es el cuerpo que forma más compuestos

y de mayor complicación, no sólo se presenta en la naturaleza puro, ó casi puro, sino que, agregado á otros cuerpos simples, forma los carburos, hidrocarburos, carbonatos, etc., dentro del orden mineral, y en la parte biológica puede decirse que no hay compuesto orgánico en que el carbono no entre en mayor ó menor cantidad, ó sino véase las fórmulas de los cuerpos orgánicos y se verá que la C no falta nunca.

Tienen variadísimas aplicaciones, el diamante, como piedra preciosa de adorno y por su dureza para cortar cristales y hasta algunas de sus variedades de mayor tamaño en los aparatos para taladrar las rocas; el grafito para hacer lápices, crisoles refractarios, suavizar rozamientos en las máquinas y para tapizar los moldes usados en la galvanoplastia: la antracita, lignito, turba y carbón de piedra, para la combustión y principalmente el último ha contribuido tanto al progreso material de la civilización moderna, que sin él no habrían podido casi aprovecharse las grandiosísimas ventajas del descubrimiento de las propiedades del vapor, y por fin el carbón vegetal sirve para la combustión y como desinfectante por la propiedad de absorber las sustancias amoniacales y el animal se usa en las refinerías de azúcar, aceite y otros: sus compuestos tienen también múltiples aplicaciones.

LECCION 5.^a

Símbolo químico; historia; caracteres; enumeración de los nombres vulgares de los principales cuerpos compuestos en que entran, estado en la naturaleza y usos del Cerio Cesio, Cloro y Cabalto.

CERIO.—Ce

En unas minas de Suecia, que se explotaban en la mitad del siglo pasado, se encontró un mineral muy pesado, que se le llamó cerita, creyéndose al principio que era un silicato de hierro y cal. Analizado posteriormente en 1803, por Hisinger y Berzelius y en Succia se encontró que la cerita contenía en cantidad considerable un óxido nuevo y lo llamaron óxido de cerio, en memoria del planeta Ceres, en aquel entonces recientemente descubierto por Piazzi. En 1839 M. Mosander, descubrió que el óxido de cerio contenía otro óxido que le llamó de lantano, que en griego significa estar escondido: más tarde, descubrió en el mismo óxido de cerio un tercer óxido que le llamó de didimio y aún posteriormente se ha encontrado otro óxido, que se le ha llamado de samario; por lo tanto, el antiguo óxido de cerio era una mezcla muy compleja.

El cerio tiene un color parecido al hierro, de dureza

como la plata, ductil, peso específico 6'62 á 6'72, conserva su brillo en el aire seco; calentado en el aire se inflama, emitiendo una luz más intensa que la del magnesio, descompone el agua á la temperatura ordinaria.

No forma compuestos que tengan nombre vulgar y es considerado hasta ahora como uno de los metales raros, no ocupándose los autores de obras elementales de él, ni de sus compuestos.

El cerio se encuentra en la naturaleza acompañado del lantano, didimio y otros con los que forma minerales como la cerita, ortita, monacita y en pequeñas cantidades está muy extendido, se le encuentra también en las serpentinas, apatito, mármol de carrara y bajo el punto biológico se le encuentra en los huesos, y en las cenizas de haya, cebada y tabaco.

Hasta ahora no se le han encontrado aplicaciones.

CESIO.—Cs.

Analizando Bunsen y Kairchhoff entre las décadas 5.^a y 6.^a de este siglo, por medio del análisis espectral, descubrieron en los residuos de la evaporización de grandes cantidades de agua mineral de Durkheim y se le dió el nombre que deriva de caesius que significa azul de cielo y posteriormente ha sido extraído por medio de la electrólisis.

Este metal es sólido de color parecido á la plata, muy blando y ductil; su densidad es 1'88; fusible á 25°50 y descompone el agua á la temperatura ordinaria.

Forma varios compuestos de poca importancia bajo el punto de vista de sus aplicaciones.

Se encuentra en casi todas las aguas y en mayor abundancia en un mineral que se llama pullux de la Isla de Elox.

Los autores que se ocupan de él en obras elementales, no le señalan aplicación alguna.

CLORO.—Cl.

Se le llamó ácido marino desfogisticado y se creyó en un principio que era un cuerpo compuesto y á principios de este siglo Gay-Lussac y Thenard estudiándolo mejor, vieron que era un cuerpo simple; posteriormente por su color amarillo verdoso, se le ha dado el nombre de cloro.

El cloro se presenta á la temperatura ordinaria en estado de gas, de color, como se ha dicho, amarillo verdoso, es algo transparente cuando no está en grandes cantidades, pesa 35 veces más que el hidrógeno; tiene olor característico muy desagradable é irrita el aparato respiratorio y puede llegarse á espectorar esputos de sangre; su sabor es acre; puesto este gas á la acción de los rayos solares, aumenta su fuerza química para unirse á los cuerpos con que forma compuestos, puede liquidarse: ó á la presión de 6 atmósferas, ó á la temperatura de 45° bajo cero y descendiendo más la temperatura al llegar á -100° se presenta en masa de color amarillo; pueden hacerse experimentos muy curiosos con el cloro; recuérdese lo que se dijo al tratar del arsénico,

pág. 16 y lo mismo puede suceder con otros metales.

El cloro entra en infinidad de cuerpos compuestos como la sal común (cloruro sódico), el espíritu de sal (ácido clorhídrico) y como se comprende fácilmente en los cloruros, cloratos y demás cuerpos que les dá nombre.

Puede encontrarse en la naturaleza libre, aunque raras veces, pero en gran abundancia unido á otros cuerpos simples.

Se emplea en los laboratorios de química con muchísima frecuencia en estado de gas ó disuelto en el agua; en medicina como desinfectante y en la industria por sus propiedades descolorantes, pudiéndose también borrar lo que esté escrito con algunas tintas.

COBALTO.—Co.

Según completa uniformidad de los autores en 1733 Brandt, señaló al cobalto como un cuerpo simple, debiéndose tal hallazgo al estudio de los minerales que servían para la fabricación de los esmaltes.

El cobalto es un cuerpo sólido, metálico del color de la plata con una ligera reminiscencia del cobre; ductil y maleable; de densidad 8'55, aumentando algo cuando está forjado; se funde á 1800°.

Entra á formar varios compuestos, entre ellos el esmalte (selicato doble de potasio y de cobalto) y otros compuestos minerales.

Se encuentra en la naturaleza, formando parte de varios minerales, entre ellos la cabaltina y se asegura

haberla encontrado en estado nativo en algunos acro-
litos.

Aislado no tiene aplicaciones determinadas, pero sus
compuestos la tienen para la fabricación de esmaltes, de
vídrios, de tintas llamadas simpáticas, y otros varios.

COBRE.—Cu

LECCIÓN 6.^a

Símbolo químico, historia, caracteres, enumeración de los nombres vulgares de los principales cuerpos compuestos en que entran: estado en la naturaleza y usos del cobre, cromo, dario decipio, didimio, ervio y escandio.

COBRE.—Cu.

Según los datos que nos suministra la prehistoria, el cobre es el primer metal que ha empezado á usar la humanidad, y hasta ha denominado á uno de los grandes períodos de civilización primitiva, llamándose edad del cobre, que se antepone á la del hierro y según la mayoría de los autores, las primitivas hachas y demás utensilios metálicos que se han encontrado, son de cobre puro, aunque no faltan quienes aseguran, que contienen algo de estaño. Plinio describe admirablemente los usos que se hacían del cobre en tiempos de la fundación de Roma, y en la edad media los alquimistas pretendían convertirlo en oro y habían dedicado este metal á la Diosa Venus.

El cobre es un metal, sólido á la temperatura ordinaria, de color característico pues por eso se dice color de cobre; cristaliza en el sistema cúbico, presentándose

á veces dendritas constituidas por octaedros unidos por sus vértices; su densidad se aproxima mucho á 9; es conocido muy de antiguo, que puede extenderse en láminas é hilos de extremada finura; es muy buen conductor del calórico y de la electricidad; se funde á la temperatura de 1.200° y su alambre también arde en una atmósfera de cloro y en los vapores de azufre.

Forma muchísimos compuestos como el vitriolo azul, que también se llama, caparrosa azul, vitriolo de cobre ó piedra lípis (sulfato hidratado de cobre), el cardenillo (hidro carbonato de cobre) que muchos envenenamientos ha causado por la falta de cuidado en ciertos útiles de cocina, los bronzés, latones y otros varios.

Se encuentra en la naturaleza, nativo y formando parte de muchos minerales como la chalcopirita, malaquita, azurita y otros, y tienen importancia bajo el punto de vista biológico, por encontrarse en los vegetales y en los animales, principalmente en la sangre de los crustáceos y moluscos, formando compuestos parecidos á los que forma el hierro en la sangre de los vertebrados y por eso presenta la sangre de los animales inferiores, colores algo azulados pertenecientes á la série cianógena y es tal la fuerza asimilatriz, en las ostras y mejillones, que dejan de ser comestibles si han estado parasitadas en las planchas de cobre de los buques.

El cobre es de los metales que más uso se hace en la humanidad, sirve para la construcción de aparatos de calefacción; por las propiedades de no oxidarse fácilmente, para construcciones marinas, por conducir bien la electricidad se hacen reóforos, se aprovecha

mucho en galvanoplastia, se hacen muchas aleaciones con otros metales, para formar los bronce, latones y acuñación de moneda y hasta sus compuestos se emplean muchísimo en la medicina y principalmente en la industria.

CROMO.—Cr.

En 1797 fué descubierto por Vauquelin, estudiando un cromato de plomo y le dió dicho nombre que en griego significa color porque sus compuestos presentan muy bonitos colores.

Es un cuerpo sólido, metálico, con brillo parecido al acero, siendo el metal que se le reconoce más dureza, su densidad es de 6'50, bastante frágil y de difícil fusión.

Entra á formar parte de bastantes compuestos, que por ser modernamente conocido, no tiene nombre vulgar.

Se encuentra en la naturaleza, formando algún mineral unido con el hierro, el plomo y algún otro.

Aislado no se le conocen aplicaciones, pero sus compuestos son de bastante utilidad en química, en preparaciones histológicas, en pintura y otros varios.

DAVIO.—Da.

Este metal fué descubierto por Kern en unas arenas plantíferas tratando de separar de dichas arenas el iridio y el ródio por los procedimientos de Bunsen.

Es un cuerpo sólido, muy parecido á la plata; duro en

frío pero maleable en caliente, tiene de peso específico 9'38.

Forma varios compuestos, pero hasta ahora no solo no tienen nombre vulgar sinó que ni siquiera se le han encontrado aplicaciones, pero no dejarán de tenerlas cuando se hayan hecho más estudios.

DECIPIO.—Dp.

Es uno de los metales más desconocidos, y solamente por indicios del análisis espectral, se ha supuesto su existencia. Bastante se ha escrito sobre él y puede verse la Enciclopedia química de Fremy, los *Comptes rendus* de la Academia de Ciencias de París y los Archivos de ciencias físicas y naturales.

DIDIMIO.—Di.

Fué descubierto por Mosander en 1842 y recuérdese lo que se ha dicho al hablar del cerio, pág. 27.

El metal didimio es parecido al cerio, aunque algo más duro y de un color blanco amarillento; tiene de peso específico 6'5, es menos fusible que el cerio, forma muchos compuestos y casi siempre va acompañado del cerio y del lantano. Modernamente se ha dicho que era un compuesto de otros dos metales, neodimo y praseodimo.

ERVIO.—Er.

Fué encontrado analizando los minerales de itrio, en

los que se encontraron tres óxidos de itrio, tercio y ervio, derivados estos nombres de Itterby cerca de Estocolmo.

El ervio no ha podido aún ser aislado, solamente se caracteriza por el análisis espectral y el compuesto más estudiado es la ervina (óxido de ervio, que es un polvo terroso infusible de un color rosado cuando está puro, de una densidad 8'64; se disuelve con dificultad en los ácidos débiles, pero rápidamente en los ácidos concentrados).

ESCANDIO.—Sc.

M. Nilsón en 1879 encontró en la ervina extraída de la euxénita y de la gadolinita, un óxido nuevo caracterizado por su débil energía básica, por su equivalente poco elevado y espectro bien caracterizado, dándole al mineral, que formaba este óxido, el nombre de escandio.

Hasta ahora no ha podido ser aislado y por lo tanto no se conocen los caracteres de este metal, pero se sabe que existe en la naturaleza, acompañando los óxidos de itrio y en pequeñas cantidades en los minerales gadolinita, itrotitanita y quizá en la ortita.

Es uno de los cuerpos vaticinados por M. Mendelejeff y que comprueban la verdad de su teoría.

LECCIÓN 7.^a

Simbolo químico, historia, caracteres, enumeración de los nombres vulgares de los principales cuerpos en que entran, su estado en la naturaleza y usos del Estaño, Estroncio, Filipo y Fluor.

ESTAÑO.—Sn.

Aunque se le había confundido con el plomo, ya era conocido en los tiempos bíblicos y al ser dedicados por los antiguos á los dioses mitológicos, le tocó á Júpiter este metal.

Es un cuerpo sólido, cristalizando en prismas de base cuadrada, de aspecto muy parecido á la plata; su densidad oscila entre 7'1 y 7'3, es dúctil y maleable hasta el punto de poderse extender en láminas muy delgadas que se le denomina papel de estaño y que sirve para preservar de la humedad del aire, y de la luz, á sustancias fácilmente alterables; si se tuerce por un mismo punto una barra de estaño en varios sentidos se la oye crujir, debido al rozamiento y fractura de los puntos de los cristales que constituyen su estructura interior, se funde á la temperatura de 228°, es buen conductor del calor y electricidad.

Entra á formar parte de los bronce (aleación de es-

taño y cobre), en las varillas para soldar hoja de lata y otras soldaduras (aleación de plomo y estaño).

Se encuentra en la naturaleza formando parte de algunos minerales, entre ellos la casiterita (anhidrido estannico) y en algunos otros.

Sirve para la fabricación de los bronce, para soldaduras, para recubrir el interior de los utensilios de cobre que hayan de servir en las cocinas, pues no tiene propiedades venenosas, para la fabricación del papel de estaño y algunos otros.

ESTRONCIO.—Sr.

Este metal fué descubierto por Davy en 1808 y Bunsen, Matiesen y Franz, lo obtuvieron por la electrolisis de sus cloruros.

Es un cuerpo sólido, metálico de color amarillo, maleable, peso específico 2'52.

Forma parte de la estronciana (óxido estroncico), celestina (sulfato estroncico) de la estroncionita (carbonato estroncico) y algún otro.

No se ha encontrado libre en la naturaleza y se le encuentra formando parte de los minerales últimamente citados.

Aislado no se le conocen aplicaciones, pero sus compuestos se emplean en la fabricación de fuegos artificiales. En el Manual de Química general del ilustre sabio D. Antonio Casares, en el tomo 1.º página 275, hay una de las recetas que se usan para los fuegos rojos de bengala: 40 partes de nitrato de estronciana anhidro, 13

de flor de azufre, 5 de clorato potásico y 4 de sulfuro de antimonio.

FILIPIO. —Fp.

M. Delafontaine creyó haber encontrado en las fracciones intermediarias entre el itrio y el tervio, un óxido que llamó de filipio con un equivalente de 45 á 48 y caracterizado por una banda de absorción en la parte azul del espectro y después se ha encontrado que no había tal absorción y últimamente M. Roscéé ha probado que el filipio es una mezcla de itrio y tervio.

FLUOR.—Fl.

Desde principios de este siglo, se supuso la existencia del fluor, y Ampere en 1810, demostró que el ácido fluorhídrico anhidro es un compuesto de fluor é hidrógeno sin oxígeno y desde entonces acá muchos son los trabajos que se han hecho para aislar el fluor, pero como es un cuerpo que ataca tan enérgicamente á todos los demás, destrozando las vasijas de vidrio, así es que ha costado muchísimos trabajos y hasta en 1887 M. R. Moissan, no ha conseguido aislarle.

Es gaseoso, como ya se le había supuesto por Dumas, incoloro, peso específico comparado con el aire 1'32 y con el hidrógeno 19.

Entra á formar parte de algunos minerales, entre ellos los fluorina (fluoruro cálcico), del ácido fluorhídrico que

sirve para grabar los cristales, se le encuentra también en los vegetales y en los animales, principalmente en el estómago de las aves, que les sirve para destruir las piedras que ingieren.

Aislado no se le conocen por ahora aplicaciones, pero sus compuestos la tienen en química, en medicina y en las industrias.

LECCIÓN 8.^a

Simbolo químico, historia, caracteres, enumeración de los nombres vulgares de los principales cuerpos compuestos en que entran: su estado en la naturaleza y usos del Fósforo y Galio.

FÓSFORO.—Ph.

Los alquimistas en su afán de buscar la piedra filosofal hacían multitud de extravagancias que en algunas veces se producían fenómenos que bien observados han dado por resultado descubrimientos prodigiosos; la casualidad muchas veces es origen de fecundas observaciones, pero si el fenómeno no es percibido con atención y no se provoca con el experimento, procurando buscar las causas, no suele dar resultado alguno.

Un comerciante de Hamburgo llamado Brand se arruinó en su industria y para ver si podía recuperar sus intereses se dedicó á la alquimia y sus trabajos se encaminaban á destilar grandes cantidades de orina. Guardaba cuidadosamente aquellas costras blanquecinas, residuos de dicha destilación, que las pulverizaba y las guardaba con gran cuidado. Un día se le ocurrió entrar, de noche, en su laboratorio y buscar á obscuras un objeto que se le había extraviado, tropezó con aquellos

polvos y como estaba la habitación oscura, eran luminosos, es decir, fosforescentes; esto le bastó para que el hombre dedicara sus trabajos á aislar el cuerpo, causa de la sustancia luminosa y vió coronados sus trabajos; logrando aislar el fósforo en 1669. En aquella época todo era secreto, y las recetas se vendían á precios elevados, cuando la cosa valía la pena; así es, que, vendió el secreto á Krafft; Kunckel y Roberto Boyle, diez años después, consiguieron extraerle, pero permaneció secreto y no se obtuvieron de él las ventajas que posteriormente se han sacado, hasta que, en 1737 fué vendido el secreto á la Academia de ciencias de París por un extranjero; en 1768 Gahn descubrió que en los huesos también había fósforo, posteriormente se han ocupado de él Berzelius y otros que dieron á conocer el fósforo rojo amorfo, el negro y el metálico.

El fósforo es un cuerpo sólido de aspecto céreo, es decir, se parece á un trozo de cera blanca, puede cristalizar en diferentes formas (octaedros y dodecaedros), tiene un peso específico de 1'83; se funde á la temperatura de 45° á 50°, quedando convertido en un líquido claro y algo parecido al aceite y en bajando un poco la temperatura se solidifica rápidamente, cuando se le toca con algún cuerpo sólido; tiene un olor parecido á los ajos; es mal conductor del calor y de la electricidad, se le conserva generalmente dentro del agua; de noche produce un resplandor muy ténue que recibe el nombre de fosforescencia.

No solo se presenta en el estado que hemos dicho, sino que puesto en el agua se forman una costra á su alrededor de color blanco, perdiendo su transparencia.

que se ha llamado fósforo blanco; si se calienta á una temperatura de 240° privándole del contacto del aire, se convierte en una masa de color oscuro que disuelta en el sulfuro de carbono, deja un residuo en polvo de color violado ó rojo, si excedió algo la temperatura, y se llama entonces fósforo rojo; le pasa algo lo que al azufre que si se le calienta á una temperatura próxima á la de volatilización y se le echa repentinamente en el agua fria, se convierte en una masa negra y elástica que se llama fósforo negro; cuando se le calienta en un tubo con plomo fundido y se ha sacado anteriormente el aire, entonces se disuelve en el plomo y cuando se enfria queda cubierta la masa por unos cristales romboidricos que tienen brillo metálico y se le ha denominado fósforo metálico y por último cuando se ha calentado en una disolución saturada de potasa, permanece líquido hasta que descienda la temperatura á 3° ; tiene propiedades algo diferentes y se le denomina fósforo-líquido.

Entra á formar parte, como el mismo nombre indica, de los fosfatos, fosfitos, fosfuros, hipofosfitos, ortofosfatos, etc., entra en la fosforita, apatito, esparraguina, (fosfato de cal) y forman parte de otros minerales.

Los vegetales lo toman del terreno y lo proporcionan á los animales, estando muy abundante en los huesos, en la orina, en el sistema nervioso y en casi toda la economía animal.

No se le ha encontrado libre en la naturaleza, pero sí, formando parte de los compuestos que se mencionan en el párrafo anterior.

Tiene aplicación en la industria para la fabricación

de mistos ó cerillas fosfóricas; en medicina se usan sus compuestos como grandes reconstituyentes y en agricultura como uno de los abonos artificiales de mayor importancia.

GALIO.—Ga.

En un blenda de la mina de Pierrefitte estudiada por Lecoq de Boisbaudran descubrió el galio en 1875.

Este metal es sólido, de densidad 6; funde á 29°, tiene un parecido al aluminio y es considerado como uno de los metales llamados raros, no porque lo sea, sinó por ser poco estudiado.

LECCIÓN 9.^a

Símbolo químico; historia; caracteres; enumeración de los nombres vulgares de los principales cuerpos compuestos en que entran, su estado en la naturaleza y usos del Germanio, Glucinio é Hidrógeno.

GERMANIO.—Ge.

El metal germanio, fué descubierto por el químico alemán Vinckler estudiando la argirorita, encontrada en unas minas de plata cerca de Freiberg (Sajonia) en el año 1885 y lo dedicó como buen patriota á su nación.

Tiene unas propiedades físicas, algo parecidas á las del antimonio y bismuto, de un color gris con brillo metálico; á la temperatura del rojo vivo se sublima formando un polvo negro y es uno de los cuerpos que más gloria ha dado á la teoría de M. Mendeleef, pues este eminente químico ruso había vaticinado su existencia deducida del cálculo matemático, ni más ni menos que si se tratase de algún astro y lo había colocado ya sin darle nombre en la 5.^a série de su clasificación entre el silicio y el estaño, no obstante en la actualidad no se le han asignado aún aplicaciones.

GLUCINIO.—Gl.

En 1797 Vauquelin encontró en una esmeralda de Limojes, que hasta aquella época había sido considerado como un compuesto de sílice y aluminio ó cal, un óxido desconocido y á consecuencia de su sabor azucarado se le llamó glucinio y los alemanes lo llamaron berilio.

Este metal ha podido ser extraído, pero no con toda su pureza, razón por lo que difieren los diferentes autores respecto á algunos caracteres, se presenta en polvo negro adquiriendo por presión un brillo metálico algo oscuro y se ha obtenido también blanco, puede forjarse y laminarse en frío, densidad 1'6 á 2'3, este metal no es alterado por el aire; no descompone el agua, ni ejerce acción sobre el vapor de agua, aunque esté á la temperatura del rojo vivo; el cloro no le ataca á la temperatura ordinaria aunque arde en él cuando está á la temperatura del rojo.

No se encuentra en la naturaleza muy extendido, hallándose en algunos silicatos y en el crisoberil que es un aluminato de glucinio; en la esmeralda y albita en unas pizarras auríferas de nueva Escocia y en algunas aguas sulfurosas.

HIDROGENO.—H.

En el siglo XVI ya Paracelso hizo varios experimentos sospechando la existencia del hidrógeno; en el siglo siguiente Robert Boyler pudo casi aislarlo, y Caven-

dish en 1766 pudo aislarlo ya con toda su pureza y se le llamó aire inflamable; Priestley, estudió sus propiedades y modernamente se le ha dado el nombre de hidrógeno que significa engendrador del agua.

Se presenta á la temperatura y presión ordinarias en estado gaseoso y se creía hasta hace pocos años que no se podía liquidar, es diáfano de densidad característica, pues sirve de tipo para apreciar el peso específico de los gases y vapores y el peso de un litro de este gas á la temperatura de 0° y presión de una atmósfera se le ha llamado krita; no tiene olor ni sabor; tiene un gran poder endosmósico; arde en el aire con llama azulada y de gran potencia calorífica, y con su llama pueden hacerse unos esperimentos, llamados de llamas cantantes, que consiste en introducir la llama de hidrógeno en tubos de distinto diámetro y produce unos sonidos más graves ó agudos, según el diámetro del tubo, también se le ha llamado á este experimente armonía química; se une con el oxígeno para formar agua y si estando reunidos dos volúmenes de este gas con uno de óxígeno se hace atravesar una chispa eléctrica, produce una explosión y la misma influencia tiene el calórico; tiene la propiedad de poner al rojo lo que se ha llamado esponja de platino.

Este gas forma parte del agua (óxido hídrico), y por tanto en todos los cuerpos en que entre el agua; en el gas sulfídrico, que produce un olor á huevos podridos, entrando á formar parte de las aguas minerales y gases intestinales, entra también en la composición del gas del alumbrado y del que produce explosiones en las minas, principalmente de ulla (hidro carburos); en el alcali volátil (amoníaco líquido ó sea nitruro trihídrico); en

casi todas las substancias orgánicas tanto animales como vegetales.

Se encuentra libre en pequeñísimas cantidades en las regiones superiores de la atmósfera y es abundantísimo en el mundo sideral, pues desde la luz del sol y de los demás planetas y estrellas, todos, en el análisis espectral dan las rayas características del hidrógeno y no faltan quienes han supuesto que es la materia en su primitivo estado y que los demás cuerpos simples, por tanto, no serían más que diferentes estados del hidrógeno, opinión muy arriesgada y que hasta ahora la ciencia no ha podido probar; se encuentra también en los cuerpos que hemos citado anteriormente.

Usos: en las cátedras de Física y Química para multitud de experimentos, para llenar los globos aerostáticos y en tubos convenientemente acondicionados, arde con el oxígeno, poniendo incandescente un trozo de cilindro de cal, constituyendo lo que se ha llamado luz oxídrica ó lámpara de Drumond, que se usa en los teatros y para grandes proyecciones; en Medicina se usa también en un aparato llamado termo cauterio de Paquelín.

LECCION 10

Simbolo químico; historia; caractéres; enumeración de los nombres vulgares de los principales cuerpos en que entran, su estado en la naturaleza y usos del Hierro, Ilmenio é Indio.

HIERRO.—Fe

Aunque no de tan remota antigüedad como el cobre el plomo, el estaño, el oro y la plata, es el hierro uno de los metales conocido desde más antiguo, pero que por su complicada metalurgia, no pudo beneficiarse como ha sucedido después que se descubrieron los metodos para su extracción; no se sabe como se valían los antiguos para extraer el hierro, pero es de suponer que los métodos parecidos á la forja Catalana, debían ser los procedimientos para su elaboración; la metalurgia del hierro ha sido una de las industrias que más paralelamente han ido con la civilización de los pueblos, pues si eran guerreros enconir. ban en él, un poderoso auxiliar para satisfacer sus afanes y si eran industriosos se ha podido llegar á la cultura actual, gracias al hierro, pues sin él no podría haber esa gran maquinaria, factora de todas las industrias, á no ser que la humanidad hubiese se-

guido otros derroteros en los que hubiese encontrado otro metal que como el aluminio, le hubiese hecho llegar antes á los fecundos ideales de la civilización moderna.

El hierro, como sabe todo el mundo, es un metal sólido á la temperatura ordinaria; de color blanco azulado; cristaliza en cubos ó en octaedros, peso específico 7'3 á 7'9, funde á la temperatura de 1.500 á 1.600°, es muy tenáz, ductil y maleable, de estructura granosa que por el forjado se convierte en fibrosa; es magnético, circunstancia que lo hace muy utilizable para la construcción de brújulas, es gran conductor del calor y de la electricidad; puesto en contacto del aire húmedo se oxida; dentro de una atmósfera de oxígeno, arde con luz muy viva y lo mismo sucede cuando se le expone en el vapor de azufre.

Forma una multitud tal de compuestos que hasta se ha llegado á decir que era el color más abundante que había en la paleta del artífice de la naturaleza para matizarla. Forma parte de los meteoritos y se ha encontrado en polvo procedente de algunos astros y el mismo análisis espectral lo ha patentizado en todo el mundo sidero, puede decirse que es el cuerpo que en más minerales entra; los ocre (óxido férrico,) la siderosa (carbonato ferroso), las piritas (bisulfuro de hierro), la piedra imán (óxido ferroso férrico) y otros muchos se hallan diseminados por toda la tierra; entra también en el vitriolo verde ó caparrosa (sulfato ferroso) en el azul de Prusia (ferrocianuro férrico); forma parte también de los vegetales y en la economía animal es muy grande su importancia principalmente en los vertebrados, encon-

trándose con relativa abundancia en la sangre formando compuestos como la hematina, oxihemoglobina y algún otro.

Se halla, pues, muy distribuido en la naturaleza, se le ha encontrado aunque con rareza nativo y formando compuestos, recuérdese lo que se ha dicho en el párrafo anterior.

Múltiples son los usos que del hierro se hacen, en la industria, en la medicina, forman parte los compuestos de hierro del mejor repertorio de los reconstituyentes; y muy lego ha de ser, quien no conteste en lo de las aplicaciones que del hierro se hace.

ILMENIO.—II.

Este metal fué descubierto en un óxido, por M. Herzmam, es de los pocos conocidos, pues aun no se le ha podido aislar, razón por la cual no se conocen sus cualidades y lo que de él se sabe, ha sido deducido de sus compuestos.

La etimología del nombre proviene de la montaña Ilmen, sitio en donde se encontraron algunos minerales de que este metal forma parte.

INDIO.—In.

Fué descubierto en 1863 por Reich y Richter, estos dos químicos estaban buscando el talio en una blenda de Freiberg, y después de haber tostado las blendas y



tratadas por el ácido clorhídrico, obtuvieron un residuo salino formado principalmente por cloruro de zinc; este residuo examinado al espectroscopio, en lugar de dar la raya verde que buscaban, se encontraron con una raya muy bonita de un color azul índigo y como esta raya no había sido nunca señalada á metal alguno, debía pertenecer á un cuerpo nuevo, entonces los dos químicos empezaron sus trabajos para ver de aislar este metal haciendo coronados sus esfuerzos con el éxito más lisonjero y designándole con el nombre de indio por su raya que caracteriza bien el metal.

El indio es de un color blanco de plata, algo parecido al del platino; ductil y blando más que el plomo, deja una raya oscura sobre el papel y se deja cortar por la navaja; puede reducirse á hojas muy delgadas y es susceptible de pulimento que lo conserva siempre no alterándose por la acción de la atmósfera; se funde á la temperatura de 176° , siendo menos volátil que el cadmio y el zinc y no comunica ninguna coloración á la llama de hidrógeno, tiene una densidad de 7.42.

Se encuentra en la naturaleza en las blendas y forma varios compuestos que hasta ahora solo tienen importancia bajo el punto de vista científico.

LECCIÓN 11

Símbolo químico, historia, caracteres, enumeración de los nombres vulgares de los principales cuerpos compuestos en que entran: su estado en la naturaleza y usos del Iridio, Itervio, Lantano, Litio y Magnesio.

IRIDIO.—Ir.

En 1803 fué descubierto el iridio por Tenard, analizando unas arenas platiníferas, en las que también encontró el osmio.

El iridio es un cuerpo sólido metálico de color blanco agrisado y en los demás caracteres se parece mucho al platino; tiene una densidad de 22'50 como él no es fácilmente fusible, pues solo se funde al fuerte calor de la llama oxídrica; es inatacable por los ácidos.

Forma varios compuestos que se hallan algunos de ellos en la naturaleza, pudiendo también encontrarse nativo aunque en pepueñisimas cantidades, siendo rarísimas las aplicaciones que de él se hacen.

ITERVIO.—Ib.

Fué descubierto por M. Marignac en 1878, pues en-

contró que la antigua ervina era una mezcla, y que contenía un óxido desconocido que le llamó óxido de itervio.

Tan sólo puede conocerse en la actualidad los caracteres del itervio por el análisis espectral, y por lo tanto, como no ha podido ser aislado, no pueden saberse los caracteres que tiene el cuerpo aislado, no obstante se sabe que forma algunos compuestos, no solamente el óxido, del cual se ha deducido su existencia, sino también otros varios, impropios de ser tratados en una obra tan elemental como ésta.

LANTANO.—La.

Respecto á la historia de este metal, véase lo que se dijo al tratar del cerio, pág. 27.

Este metal es blanco y de una dureza mayor que la calcita, puede estenderse en hoja, pero no estirarse en hilos; tiene una densidad de 6'16, funde á la misma temperatura que el cerio y se oxida rápidamente en el aire seco y forma unos compuestos de naturaleza muy parecida á los compuestos que forma el cerio con los demás cuerpos simples.

Se encuentra en la naturaleza formando especies mineralógicas como la lantanita, (carbonato de lantano) y algunos silicatos acompañando al cério.

LITIO.—Li.

Fue descubierto por Davy, descomponiendo la liti-

na por una fuerte corriente eléctrica, procedimiento por el cual había también aislado el sodio y el potasio.

El litio es un metal blanco muy parecido á la plata y como ella dúctil y maleable, diferenciándose mucho por su peso específico, pues tan sólo tiene 0'59 de densidad por lo tanto, flota en el agua y es el más ligero de todos los metales; puede formar aleaciones con el oro; funde á la temperatura de 180° y si se le echa en ácido sulfúrico ó nítrico, no sólo flota, sino que se combina con gran rapidez, ardiendo en ellos y terminando por fundirse.

Forma multitud de compuestos, entre ellos la litina (hidrato lítico), y entra en la formación de varias especies mineralógicas, como la lepidolita (silicato de potasio, litio y aluminio), trifilina (fosfato de litio y hierro) y otros varios y muy comunmente en las aguas minerales, en las cenizas de los vegetales y hasta se supone existe en los huesos y partes duras de los animales.

Se emplea en los laboratorios de química para ciertos preparados.

MAGNESIO. —Mg.

Si bien antes se había tenido sospechas de que en la tierra blanca llamada magnesia, existía un metal, este no pudo aislarse hasta que Bussy en el año 1830, lo obtuvo fundiendo el cloruro de magnesio con potasio; una vez descubierto, han sido varios los que han estudiado este metal y en la actualidad se extrae el magnesio por procedimientos sencillos que lo proporcionan al comercio con bastante baratura.

El magnesio es un metal de color y brillo parecido á la plata que cristaliza en primas derivados de un romboedro; maleable, dúctil y medianamente tenaz; peso específico 1'75, se funde á la temperatura de 1000° , descompone el agua á una temperatura superior á la ordinaria; arde en el cloro, en los vapores de azufre y hasta en el aire, si se le calienta el rojo, produciendo una luz tan viva que sustituye á la luz solar en muchas de las operaciones fotográficas.

Forma multitud de compuestos, la magnesia calcinada (óxido magnésico), magnesia precipitada (hidrato magnésico), la sal de la higuera ó de Calatayud (sulfato magnésico), la giobertita (carbonato magnésico) y los muchos silicatos de magnesio, como la esteatita ó jabón de sastres, magnesita ó espuma de mar, el talco, el asberito y otros muchos dan una idea de la importancia de este metal.

Hasta ahora no se le ha encontrado libre en la naturaleza, pero es muy abundante, formando compuestos minerales unos, otros disueltos en el agua del mar (cloruro de magnesio), en las cenizas de algunos vegetales y en los huesos de los animales (carbonatos de magnesia y cal).

Se usa el magnesio extendido en cintas que arden en un aparato especial que se llama lámpara de magnesio y se usa mucho en fotografía y sus compuestos se usan en medicina y otra multitud de usos que se detallarán al tratar de ellos.

LECCIÓN 12.

Símbolo químico, historia, caracteres, enumeración de los nombres vulgares de los principales cuerpos en que entran, su estado en la naturaleza y usos del Manganeso, Mercurio y Molibdeno.

MANGANESO.—Mn.

Fué conocido este metal á mediados del siglo pasado; Galin fué el primero que le obtuvo, aunque algo impuro, y á principios de este siglo pudo obtenerse en toda su pureza, recibiendo el nombre de manganeso por haber sido extraído de la manganesa y que según opinión de algunos significaba falsa piedra magnética.

Es muy difícil extraerlo con toda su pureza, razón por la cual difieren algunos químicos, respecto de sus propiedades; es sólido á la temperatura ordinaria, de un color algo agrisado y con poco brillo, muy duro rompiéndose con facilidad; densidad 7.5 se ennegrece por la acción del aire, descompone el agua á la temperatura ordinaria pero más á los 100°.

Forma compuestos como la braunita (óxido manganico), hausmanita (óxido manganoso manganico), la pirolusita ó jabón de vidrieros (bióxido de manganeso),

alabandina (sulfuro manganeso), la manganita ó acerde-sa (hidrato mangánico), el camaleón mineral (mangana-to potásico), el permanganato potásico que disuelto con el ácido sulfúrico puede encender las lámparas de al-cohol, la rhodanita y otros silicatos manganosos, el alumbre de manganeso (sulfato mangánico potásico), y aun podrían citarse algunos más.

Se encuentra en la naturaleza formando los minera-les antedichos y en la ceniza de casi todos los vegetales y en los tejidos de los animales.

Aislado no se le conocen aplicaciones, pero sus compuestos la tienen en los laboratorios de química, principalmente el bióxido de manganeso que sirve tam-bién para muchísimas industrias, como la fabricación del hipo clorito cálcico, para transparentar la pasta del vidrio y otros varios usos.

MERCURIO.—Hg.

El mercurio es uno de los metales conocidos des-de la más remota antigüedad, pues lo conocían los grie-gos y los romanos y hasta se conservan en la actua-lidad escritos de aquella época en que los griegos le lla-maban hydrargyros (agua de plata) y los romanos ar-gentum vivum (plata viva ó movediza) y posteriormente se le ha llamado mercurio por haberlo dedicado las al-quimistas al Dios Mercurio.

El mercurio ó azogue, es el único metal líquido á la temperatura ordinaria pero se solidifica á 40° bajo 0; es de color argentino, algo más oscuro y azulado que la

plata; tiene de densidad 13'59, estando líquido, pero cuando está sólido aumenta hasta 14'39; en este estado puede trabajarse como el plomo, pues es dúctil y maleable y puede trabajarse hasta con herramientas de madera; se volatiliza emanando vapores hasta cuando está solidificado y esta propiedad aumenta á medida que es mayor en él la temperatura, para demostrarlo basta poner una tira de lo que se llama panes de oro suspendida en el frasco que se conserva el mercurio y éste tomará un color más blanquecino, prueba de la condensación de los vapores y su amalgación con el oro: hierve á la temperatura de 360°, convirtiéndose en un vapor invisible que pesa 100 kritas. La unión del mercurio con los demás metales se llama amalgama.

Muchos son los compuestos en que entra el mercurio, el solimán ó sublimado corrosivo (cloruro mercúrico) cuerpo muy venenoso, los calomelanos (cloruro mercurioso), el precipitado rojo (óxido mercúrico), el cinabrio ó bermellón (sulfuro mercúrico) y en las amalgamas con los demás metales.

Se encuentra nativo en la naturaleza y formando parte de las especies mineralógicas que se han citado en el párrafo anterior; puede también encontrarse en el cuerpo humano de los que han tomado medicamentos en que entra el mercurio.

Usase para amalgamar el zinc de las pilas eléctricas y para otras amalgamaciones, para el azogado de los espejos; en medicina entra también en muchas preparaciones, para la fabricación de explosivos, para la construcción de barómetros y termómetros, para la extracción del oro y la plata y para otros muchos usos.

MOLIBDENO.—Mo.

Fué aislado en 1790 por **Hjelm** y por parecerse uno de sus compuestos á la plumbagina, se le ha dado el nombre de molibdeno, nombre que llevaba antes la plumbagina; es un cuerpo metálico de color gris; densidad 8'5; necesitándose temperaturas muy altas para fundirlo; puede hacerse con él la lluvia de oro echando limaduras de él, en una atmósfera de cloro; se ennegrece por la acción del aire y es atacado por el ácido nítrico.

Forma varios compuestos, entre ellos la molibdenita (sulfuro de molibdeno), el llamado plomo amarillo (molibdato de plomo) y otros.

Se encuentra en la naturaleza formando las especies mineralógicas antes citadas y aunque tiene pocas aplicaciones se hace uso de sus compuestos para ciertos reconocimientos en los análisis químicos.

LECCIÓN 13

Símbolo químico; historia; caracteres; enumeración de los nombres vulgares de los principales cuerpos compuestos en que entran, su estado en la naturaleza y usos del Niobio, Niquel y Nitrógeno.

NIOBIO.—Nb.

Estudiando un mineral que se llama columbita, Hatchett descubrió este metal en 1801; después de varias discusiones de si era ó no era cuerpo simple ó si estaba compuesto por otros dos, se ha probado últimamente que en efecto era un cuerpo simple y que se le había de haber dado el nombre de colombio que le puso su autor y con el que es conocido en las obras de principio de este siglo.

Es un cuerpo metálico, no habiéndosele podido estudiar hasta ahora más que en polvo, densidad 6'27 y á igual que el magnesio, calentandolo arde en el aire atmosférico.

Forma multitud de compuestos, la mayoría de propiedades desconocidas, encontrándose en la naturaleza formando parte de varios minerales, entre ellos la columbita (protóxido de hierro y magnesio con óxido de

niobio) y la tantalita de Baviera. Hasta ahora no se han citado aplicaciones.

NIQUEL.—Ni.

Fué descubierto este importante metal en 1751 por el mineralogista sueco Alejandro Federico Crousted, analizando un mineral compuesto de azufre, arsénico y níquel llamado kupfernickel.

Es un metal sólido á la temperatura ordinaria; de color algo parecido á la plata, cristaliza en el sistema cúbico; es ductil, maleable y más tenaz que el hierro; con peso específico que varía de 8 á 9 según esté fundido ó haya sido forjado; es magnético aunque no con tanta intensidad como el hierro; fande á la temperatura de 1500° á 2000°; conduce bien el colórico y la electricidad; apenas es alterable por la acción del aire, razón por la cual se cubren con una película de níquel los objetos fácilmente oxidables, mediante la acción de la electrólisis del sulfato amónico níqueloso, operación que se llama níquelado.

Forma bastantes compuestos, entre ellos la níquelina ó kupfernickel (sulfuro arseniuro de níquel), la pimelita (doble silicato níqueloso aluminico), la garnierita (silicato doble de níquel y magnesio) y otros varios.

Se encuentra en la naturaleza algunas veces nativo y también en los aereolitos y unido á otros elementos químicos forma las especies mineralógicas citadas en el párrafo anterior.

Se usa como metal para formar varias aleaciones ó

ligas, citándose entre ellas la llamada plata alemana, constituida por 50 de cobre, 25 de zinc y 25 de níquel; para la acuñación de moneda y preparación de otros compuestos y algunos de éstos en galvanoplastia para el níquelado.

NITRÓGENO.—N.

El descubrimiento del nitrógeno data del siglo pasado, pues antes había sido confundido con otros gases, hasta que Rutherford lo llegó á descubrir denominándole gas méfítico; fué uno de los principales estudios que hizo Laboisier al ocuparse del análisis del aire y le llamó ázoe que algunos traducían antiguamente en español azote y después de haber recibido otros varios nombres quedó como definitivo el de nitrógeno, propuesto por Chaptal, que significa engendrador del nitro: antiguamente se creía que no se podía liquidar y solidificar, pero en la actualidad, gracias al aparato para ejercer grandes presiones, de Cailletet, y á los modernos procedimientos para obtener fuertes temperaturas bajas, se ha podido, no sólo liquidarlo, sino también solidificarlo.

El nitrógeno es un gas diáfano á la temperatura ordinaria, pues como se ha dicho, puede liquidarse y solidificarse á altas presiones y bajas temperaturas; en estado gaseoso pesa 14 cristas, no tiene olor ni sabor y es uno de los elementos químicos ó cuerpos simples que se consideran más pasivos para unirse con los demás.

El nitrógeno es uno de los cuerpos que forma más compuestos, ya combinados, ya simplemente mezclado

como sucede en el aire atmosférico: entre sus compuestos pueden citarse el nitrógeno ó salitre (nitrato potásico), el salitre de Chile ó nitrógeno cúbico (nitrato sódico), la piedra infernal (nitrato de plata) y otros muchos.

Se encuentra en la naturaleza libre, formando el 78 ó 79 % del aire atmosférico en el que mitiga la acción del oxígeno; en disolución en algunas aguas, en combinación con los demás cuerpos simples formando especies mineralógicas como las citadas en el párrafo anterior; forma también parte de los vegetales, aunque no en tan grande cantidad y sin formar tantos compuestos como el carbono, oxígeno é hidrógeno y dentro del mundo zoológico los compuestos nitrogenados son de los más abundantes y constituye uno de los grandes problemas de la química biológica el averiguar si el nitrógeno entra en los animales por intermedio de los vegetales ó por algún otro medio ó si la fuerza vital es tan grande que puede dentro de los organismos convertir unos cuerpos simples en otros, es decir, transformarlos ó crearlos de la misma manera que forman los compuestos. ¿Esto que hasta ahora no ha podido hacerse en los laboratorios, puede verificarse dentro de los organismos vivientes? aunque no hay muchos datos que comprueben esta teoría, son muchas las probabilidades que así se verifique y quizás sea este el camino, para que averiguado como se verifica esto dentro de los organismos, puede hacerse después en los laboratorios imitando á la naturaleza, como en la síntesis orgánica.

El nitrógeno, aunque es grandísima su importancia dentro de la naturaleza, aislado no tiene muchas aplicaciones, aunque sí sus compuestos.

LECCIÓN 14

Símbolo químico; historia; caracteres; enumeración de los nombres vulgares de los principales cuerpos compuestos en que entran, su estado en la naturaleza y usos del Oro y Osmio.

ORO.--Au.

El oro es también uno de los metales cuya historia se pierde en la oscuridad de los tiempos no pudiéndose fijar ni aproximadamente, la fecha en que la humanidad lo había empleado, ya para satisfacer sus vanidades ya convirtiéndolo en moneda para utilizarlo en las transacciones, metal que ha ido aumentando su valor con la civilización y que aún hoy día á pesar de encontrarse con frecuencia, nuevos filones que se arrancan de las entrañas de la tierra, no tiende á la baja, antes al contrario, siempre se cotiza á precio cada vez más alzado. Un gran problema estaba planteado entre los llamados alquimistas, el de convertir en oro, no ya los metales que con él tienen algún parecido, sino que cualquiera otra substancia; pero este problema que ha estado ya abandonado muchísimos años, quizá vuelva á plantearse de nuevo y si la teoría de la unidad de la materia resultase exacta y

la ciencia, pudiese averiguar los procesos evolutivos de la materia, en las transformaciones de unos cuerpos simples en otros, entonces si que podían verse realizados los adorados sueños de algunos y este codiciado metal quedaría reducido á la impotencia.

Es un metal sólido á la temperatura ordinaria; de color característico que puede variar el matiz según sea la ley de aleación con los demás metales; tiene una densidad de 19'3 que puede variar algo según esté fundido; forjado, hilado ó laminado; puede cristalizar en el sistema cúbico; es el más maleable de todos los metales y en ductibilidad, sólo le excede el platino; bastante blando hasta el punto de que no podría servir para ciertas joyas en su estado de pureza, razón por la cual ha de ligarse á otros metales que le den más consistencia; si se pega una de las delgadísimas láminas de oro, llamado pan de oro, sobre un cristal, sucede el fenómeno que mirado por reflexión se presenta con su color característico y mirado por refracción se presenta con un color verdoso; conduce bien el calórico y la electricidad y se funde á la temperatura de 1150°; es inatacable por la mayoría de los ácidos, pero la combinación del nítrico con el clorhídrico, llamado agua régia, puede transformarlo en cloruro de oro que se usa en fotografía y para galvanoplastia.

El oro no es de los cuerpos que forman más compuestos, pues casi siempre suele encontrarse en estado nativo, formando masas de mayor ó menor magnitud, generalmente de reducidos tamaños, que se denomina pepitas, que se encuentran algunas veces en el cauce de los ríos mezcladas con las arenas; aquí en Galicia suelen encontrarse en el Sil, en el Navia y hasta en algunos

otros, y se hallan aún restos de acueductos del tiempo de los romanos, como el que hay en la otra parte de puerto de Burbia, en los confines de la provincia de Lugo con la de León, cerca del nacimiento de una de las fuentes del Sil y á la izquierda de un despeñadero, que según la tradición de aquellos lugares, había existido una población en tiempo de los moros que le llamaban Alcaparra, en donde recojé unas tierras que habían sufrido procedimientos igneos que dada la configuración del terreno no podían ser debidos á causas geológicas y en cuyas tierras había vestigios de oro: puede también encontrarse el oro en filones, en rocas cuarcíferas y pizarrosas.

Sirve el oro principalmente para la acuñación de moneda; se emplea también en joyería y antiguamente se le había usado en medicina por la propiedad de amalgamarse con el Mercurio; sus compuestos tienen también varias aplicaciones.

OSMIO.—Os.

El osmio fué descuberto por Tennant en 1803.

Es un cuerpo sólido metálico algo parecido al arsénico, pero de mayor densidad, pues tiene 22'47, se necesitan altas temperaturas para fundirle.

Uno de los compuestos más importantes que forma es el anhídrido ósmico, que suele venderse en el comercio dentro de un envase de cristal, cerrados á la lámpara por ambos extremos, que en el interior contiene dicho anhídrido osmioso, cristalizado en agujas blancas.

ue es muy venencioso por los vapores que despide y que suele producir oftálmias que son muy impertinentes y duran cuatro ó cinco días (1); tiene mucha aplicación para preparaciones histológicas y bacterológicas.

El ósmio aislado no tiene aplicaciones conocidas pero sí, alguno de sus compuestos.

(1) Véase *Prácticas en Historia Natural* por el autor (Anexo) láminas micrográficas de las aguas, pág. 45.

LECCIÓN 15

Símbolo químico; historia; caracteres; enumeración de los nombres vulgares de los principales cuerpos en que entran, su estado en la naturaleza y usos del Oxígeno y Paladio.

OXÍGENO.—O.

El oxígeno, uno de los más importantes que con el carbono, hidrógeno y nitrógeno forman las cuatro columnas de la química orgánica y biológica, ya era sospechada su existencia, pero hasta el 1.º de Agosto de 1874, no fué aislado por Priestley que lo obtuvo, calentando el óxido rojo de mercurio, adelantándose á otros químicos que conociendo la existencia del oxígeno y que por los procedimientos que seguían les habrían llevado á feliz término, logrando aislarlo.

Es este un cuerpo gaseoso á la temperatura ordinaria; es diáfano pero se supone que en grandes masas tiene el color azulado, atribuyéndose á él ese bonito color azul que presenta el cielo en días despejados; su densidad comparada con la del hidrógeno es de 16; antiguamente se había creído que no podía liquidarse pero se ha conseguido mediante la presión de 300 atmósfe-

ras y una baja temperatura de -40° , actualmente puede conservarse líquido dentro de una esfera de cristal incluida dentro de otra mayor y habiéndose hecho el vacío entre las dos, presentándose como un líquido muy movable y de un color azul; es buen conductor de la electricidad pero se altera convirtiéndose en ozono ú oxígeno electrizado.

Es también de los cuerpos que forman más compuestos, y el que se une con más fuerza á todos los demás elementos químicos ó cuerpos simples, formando con ellos un gran grupo de compuestos que reciben el nombre de óxidos y otros.

La unión del oxígeno con los demás cuerpos ó sean las oxidaciones pueden ser lentas ó rápidas. Si dentro de una campana de gas oxígeno se introduce un alambre de hierro que tenga en su extremidad un pedacito de yesca encendida, al poco rato arde el alambre con una luz muy viva, desprendiendo gran cantidad de calórico y durando el fenómeno pocos minutos y da una cantidad de óxido proporcionada á las cantidades de hierro y oxígeno que se han combinado; si el mismo alambre hubiese estado á la intemperie, al cabo de algún tiempo también se convertiría en óxido y el número de calorías que habría dado y de luz que habría emitido, aunque en cantidad sería matemáticamente igual que en el primer caso, como el tiempo habría sido enormemente mayor por eso habría pasado como desapercibido, el primer caso es ejemplo de oxidación rápida y el segundo de oxidación lenta, pudiendo haber, como el mismo sentido común indica, oxidaciones intermedias. Siempre una cantidad dada de un cuerpo simple con otra canti-

dad dada de oxígeno, darán una cantidad igual de óxido y desarrollarán una misma cantidad siempre igual de calórico, luz y electricidad, pero unas veces si las condiciones son favorables para que el fenómeno se verifique en un período cortísimo de tiempo, por ejemplo en un minuto y da una intensidad luminosa que representaremos por 500 bugías y 100 calorías, si el fenómeno se verifica con más lentitud, supongamos en diez minutos, entonces no alumbrará más que como á 50 bugías y no acusará más que diez calorías, pero la cantidad será igual; si el fenómeno durase 100 minutos, entonces no daría más luz que de cinco bugías y no acusaría más que una sola caloría y así sucesivamente cuanto más se retarde el fenómeno menos sensible aparecerá á nuestros órganos de los sentidos. Muchos experimentos pueden hacerse con el oxígeno á más del que se ha citado de la combustión del hierro; si se introduce una vela apagada, pero con el pábilo encendido, dentro de una campana llena de oxígeno, inmediatamente reaparece la llama y arde con una luz más brillante que en el aire; si dentro de un recipiente se introducen dos volúmenes de hidrógeno y uno de oxígeno y se hace penetrar una chispa eléctrica ó se expone á una temperatura algo elevada, se combinan ambos gases (que forman el agua) produciendo una explosión y antes de combinarse estaban simplemente mezclados y á esta clase de mezclas que al combinarse producen explosión, se les llama mezclas detonantes.

Se halla en la naturaleza libre, mezclado con otros gases constituyendo la atmósfera y combinado con otros cuerpos simples, forma un gran número de mine-

rales y con el hidrógeno el agua; forma parte también de los seres vivientes, tanto animales como vegetales.

El oxígeno puro tiene muchísimas aplicaciones, se usa mucho en los laboratorios de química; se emplea en medicina, en inhalaciones para combatir la disnea, con él y el hidrógeno funciona la lámpara oxídrica, en la cual se obtienen elevadísimas temperaturas que funden el platino y colocando un cilindro de cal viva lo calienta hasta el rojo blanco, produciendo la luz Drumont y se usa también en varias industrias.

PALADIO.—Pd.

Analizando un mineral de platino de Choco, (provincia de Quito Perú) descubrió Wollaston el paladio en 1803.

Es un metal sólido, a la temperatura ordinaria, de color y brillo parecido a la plata, peso específico 11'5, dúctil y se funde a altas temperaturas.

Forma bastantes cuerpos compuestos, que carecen de nombre vulgar y uno de los más importantes y que más usos tiene, es el cloruro paladioso.

Se encuentra en la naturaleza generalmente con los minerales de platino y aislado no se citan aplicaciones.

LECCIÓN 16

Símbolo químico, historia, caracteres, enumeración de los nombres vulgares de los principales cuerpos compuestos en que entran: su estado en la naturaleza y usos de la Plata y Platino.

PLATA.—Ag.

La plata es uno de los metales que su historia se pierde en la oscuridad de los tiempos, pues como se ha dicho otras veces todo metal que se presente nativo había de llamar poderosamente la atención de la humanidad en sus primeros albores y que los procedimientos para la extracción de este metal habían de ser igneos. Al descubrirse y poblarse la América por los españoles, fué uno de sus primeros quehaceres, el explotar las abundantísimas minas de oro y plata que allí se encontraron y entonces se inventó el procedimiento de extraer la plata de sus minerales por medio de la acción del mercurio ó sea la amalgamación, procedimiento que se ha llamado americano y que unos atribuyen á Juan de Córdoba y otros á Bartolomé de Medina.

Es un metal sólido, de color y brillo característico cuando está recientemente bruñido, densidad 10'45; cristaliza en el sistema cúbico, presentándose muchas

veces en octaedros regulares; es muy ductil y maleable; pues de ella se hacen hilos finísimos que sirven para bordar y laminillas ó panes que se emplean en el plateado de objetos no metálicos, es buen conductor del calórico y de la electricidad, fundiéndose á la temperatura de 1.000°.

Forma una infinidad de compuestos, la plata córnea (cloruro de plata); la argirosa ó rosicler (sulfuro de plata); la piedra infernal (nitrato de plata); la argiritrosa (sulfo arseniuro de plata) á más de otros compuestos naturales y entra en aleación con otros metales en joyería y otras industrias.

Se encuentra en la naturaleza completamente aislada llamándose plata nativa ó plata virgen, cristalizado unas veces, otras formando dendritas, escamas ó hebras y constituyendo los minerales citados en el párrafo anterior.

Se emplea para la acuñación de moneda, en aleaciones con otros metales, para el plateado al fuego; en galvanoplastia, para la obtención del nitrato de plata y otros varios usos.

PLATINO.—Pt.

El platino es uno de los minerales que se descubrieron después de la invasión de las Américas por los españoles, llamándose en un principio oro blanco y después se llamó platino, es uno de los metales que tanto su historia, como su estudio han dado mucha honra á los metalúrgicos españoles, pudiendo citarse á don An-

tonio Ulloa y otros, habiéndose hecho posteriormente trabajos notables por distinguidos sábios del extranjero.

Es un metal sólido á la temperatura ordinaria de aspecto muy parecido á la plata, es el más ductil de todos los metales, aunque no el más maleable y su ductilidad es tal que puede extenderse en hilos hasta imperceptibles á simple vista y si á un alambre de platino delgado ya, se le rodea de una capa de plata volviendo á pasarlo otra vez por la hilera, y el alambre así formado se le introduce en el ácido nítrico, se puede, por este procedimiento, obtener unos alambres de platino tan delgados que no puede rivalizar por su delgadez los de ningún otro cuerpo; tiene una densidad de 21'40, no puede fundirse á no ser que sea á la altísima temperatura de la luz oxhídrica, y teniendo que usar un crisol de cal viva, con tapadera de la misma substancia; tiene una propiedad muy particular, que si está dividido en polvo muy fino que se le llama negro de platino ó en terrones esponjosos que se denomina esponja ó musgo de platino ó hilado en hebras finísimas, si en estas condiciones se le expone á una corriente de gas hidrógeno, retiene gran cantidad de este gas, fenómeno que se llama oclusión y su fuerza de afinidad es tan grande que desarrolla fuerte cantidad de calórico, poniéndose el platino en los estados que hemos dicho al color rojo y por lo tanto puede encender una mecha; este fenómeno de elevar la temperatura del platino puede conseguirse también por la acción de una corriente eléctrica.

Se encuentra el platino libre en la naturaleza ó aliado con sus compañeros inseparables, cobre, hierro, iridio, oro, osmio, paladio, rodio, rutenio, itrio y algunos

otros, siendo los minerales de platino los que han proporcionado mayor número de cuerpos en los que se han descubierto muchísimos metales que jamás se había sospechado su existencia.

Sirve el platino para construir crisoles, pinzas, cucharillas y otros utensilios muy convenientes en los laboratorios de química y mineralogía; se emplea también su alambre en la construcción de lámparas de incandescencia por más que hay tendencia hoy á sustituirlo por el carbón y se emplea para varios otros usos.

LECCIÓN 17

Simbolo químico, historia, caracteres, enumeración de los nombres vulgares de los principales cuerpos en que entran, su estado en la naturaleza y usos del Plomo y Potasio.

PLOMO.—Pb.

Es un metal conocido desde muy antiguo y aunque no se encuentra libre de la naturaleza, uno de sus compuestos, la galena, tiene tal aspecto metálico por su densidad, brillo etc., que no era de extrañar que llamase la atención de los antiguos; y como su metalurgia es muy fácil y se obtiene el plomo por procedimientos igneos, de ahí que confundiesen el sulfuro de plomo ó la galena con el mismo plomo, pero que por el fuego pudiesen adquirir plomo como el que hoy se obtiene en el comercio y así se explica también como en algunas hachas prehistóricas de cobre, se hayan encontrado vestigios de plomo y que por tanto sus aleaciones tengan una antigüedad desconocida. Este metal fué dedicado por los alquimistas á Saturno.

El plomo es un cuerpo sólido á la temperatura ordinaria, cristaliza en octaedros, es muy blando, ductil y

maleable, mal conductor del calórico y de la electricidad; peso específico 11'37, se funde á 332°, recién cortado es muy brillante y de un color azulado, pero pronto pierde el brillo y adquiere un color gris, característico que se llama color de plomo ó aplomado.

Forma varios compuestos el masicot ó cal de plomo (óxido plúmbico), que también se le llama litergirio, el minio (plumbato plúmbico), la galena ó alcohol de los alfareros (sulfuro plúmbico), la anglesita (sulfato plúmbico), la cedusa ó albayaide (sulfuro de plomo), la sal de Saturno (acetato neutro de plomo), el extracto de Saturno (acetato básico triplúmbico), y otros muchísimos que sería largo enumerar.

No se encuentra libre en la naturaleza pero sí formando compuestos minerales como algunos de los citados en el párrafo anterior y se han hallado también vestigios de plomo en la sangre, hígado y otros órganos de personas que se han medicado con compuestos de plomo ó aficionados á pócimas procedentes de líquidos destilados con el serpiente, habiéndose pensado en este último caso si el plomo podía proceder del mencionado aparato.

Muchísimos son los usos que del plomo se hace, aislado se usa en planchas para cubrir depósitos de agua, mesas de laboratorio; en cañerías para la conducción de agua y de gas del alumbrado; para sujetar el hierro á las piedras, rellenando los intesticios; aliado con otros metales sirve para fundir los caracteres de imprenta, y sus compuestos, se usan muchísimo en medicina, en la industria para pinturas, para masillas ó mastic y para otros muchísimos usos.

POTASIO.—K.

El potasio fué descubierto por Humphry Davy en 1807, descomponiendo por una corriente eléctrica la potasa; Berzelius lo realizó abriendo un hoyo en la potasa y echándole mercurio que servía á la vez de reóforo y el potasio libre se amalgamaba, después ideó el reducir la potasa por el hierro al rojo blanco y últimamente la reducción del carbonato potásico por el carbón; algunos le dan el nombre de Kalium.

El potasio es un cuerpo sólido á la temperatura ordinaria, de color blanco plateado con ligerísimas irizaciones, recién cortado, pues inmediatamente por el contacto del aire y más si está húmedo adquiere un color perlado con una ligera reminiscencia de azul formando unas eflorescencias blancas (1); es sumamente blando, más ligero que el agua, peso específico 0.86, se funde á 62°, volatilizándose al calor rojo, desprendiendo vapores verdes que atacan al vidrio; arde en la atmósfera de fluor, cloro, vapor de bromo, yodo, gascienógeno, vapor de azufre, gases clorhídrico y sulfhídrico, descomponiendo el agua á la temperatura ordinaria, produciéndose tal calor en la reacción que llega á inflamar el hidrógeno

(1) Por lo menos aquí en Santiago al hacer en cátedra el experimento de introducir el potasio en el agua para ver la bonita reacción de inflamarse espontáneamente y al cortarlo con una navaja para que pudiese notarse el brillo metálico, he observado que inmediatamente perdía su brillo y á los pocos minutos se formaban unas eflorescencias blancas.

que se desprende, de manera que basta echar un pedacito de potasio en el agua para que inmediatamente se inflame, formando un globulito de color metálico parecido al mercurio y que se desliza por la superficie del agua en distintas direcciones, produciendo una llama rojizo-violada.

Debe conservarse dentro de la bencina, nafta ó petróleo.

Forma multitud de compuestos, la potasa cáustica ó piedra de cauterio (hidrato potásico), el hígado de azufre, (penta sulfuro é hiposulfito potásicos) el clorato potásico que tanto se usa en las mezclas explosivas y en medicina, el nitro ó salitre (nitrato potásico), el tartaro quemado (tartrato monopotásico), la potasa (carbonato potásico), el vidrio soluble (silicato potásico) y muchos otros.

No se encuentra en la naturaleza aislado, sinó combinado con los demás cuerpos simples formando alguno de los minerales que se han mencionado en el párrafo anterior y sus compuestos entran en la formación de la substancia orgánica tanto vegetal como animal y se encuentran siempre en sus cenizas.

Aislado tiene pocas aplicaciones, una de ellas es sin embargo en los laboratorios de química para ciertos análisis, pero sus compuestos tienen muchísima aplicación en química, en medicina, en la fabricación de pólvoras y fuegos artificiales y en otras muchísimas industrias.

LECCIÓN 18

Símbolo químico, historia, caracteres, enumeración de los nombres vulgares de los principales cuerpos compuestos en que entran: su estado en la naturaleza y usos del Rodio, Rubidio, Rutenio, Samario y Selenio.

RODIO.—Ro.

El rodio fué descubierto por Wollaston en 1803, analizando unos minerales de platino.

Es un metal blanco algo agrisado quebradizo, no dejándose rayar por el vidrio; peso específico 11; de muy difícil fusión; inatacable por los ácidos y por el agua régia, aunque ésta lo disuelve cuando está aliado con otros metales.

El rodio se encuentra en la naturaleza acompañado al platino, forma varios compuestos y por regla general no es citado en las obras elementales.

RUBIDIO.—Rb.

En un mineral llamado lepidolita que se encontró en Sajonia, estudiado por Bunsen y Kirchoff, descubrieron el rubidio en 1861 por medio del análisis espectral

y se le dió este nombre debido á las rayas de color rojo (en latín ruber) que presenta en el espectro.

Este metal es sólido, de color plateado; ductil y maleable; muy ligero, pues solamente tiene una densidad de 1'50, se funde á los 38° de manera que en verano y al sol se halla en estado líquido, semejándose por lo tanto mucho al mercurio; calentando al rojo se volatiliza pudiéndosele destilar; debe conservarse en frascos que contengan nafta ó petróleo.

Forma varios compuestos que no hay para que mencionarlos en una obra elemental; encontrándose en la naturaleza asociados al potasio, sódio y litio, formando varias especies minerales, se ha encontrado también en los residuos de remolacha después de haber cristalizado el azúcar y en las cenizas de otros vegetales. No se citan aplicaciones.

RUTENIO.—Ru.

El rutenio es uno de los muchos metales que se han encontrado analizando los minerales de platino: fué descubierto por Clausen en 1845, tiene propiedades muy parecidas al iridio con el que ha pasado confundido por mucho tiempo y se encuentra por regla general asociado al osmiuro de iridio.

SAMARIO.—Sm.

Es uno de los cuerpos simples descubiertos más recientemente, pues su historia empieza en 1878 que lo

descubrió M. Delafontaine, encontrándolo en la samarskita, aunque al principio confundió al samario y al decipio por un solo cuerpo. Hasta ahora no se le conoce más que por su análisis espectral, habiéndose en cambio estudiado muchos de sus compuestos, sus sales tienen sabor dulce, no habiéndosele encontrado aun aplicaciones.

SELENIO.—Se.

Estudiando el polvo rojo, que como residuo se deposita en la fabricación del ácido sulfúrico, descubrió Berzelius en 1817 el selenio que dedicó á la luna y de ahí viene su nombre.

El selenio es un cuerpo sólido que puede presentarse cristalizado ó amorfo: el cristalizado es de color gris casi negro, brillante con la particularidad de que su polvo es rojo, disolviéndose como el azufre en el sulfuro de carbono y mirado por refracción colocándole entre dos placas de cristal, para lo cual ha de calentarse, resulta de un color acarminado; cuando arde produce un olor á coles podridas.

El selenio forma varios compuestos que no tienen nombre vulgar, ni apenas se les asignan aplicaciones, á no ser que sea en los laboratorios de química para la obtención de otros varios compuestos.

Se halla en la naturaleza nativo en las islas de Lipari y forman también algunos minerales combinados con otros cuerpos y hasta se le ha hallado unido con el hidrógeno en algunas aguas sulfúricas.

Poquísimas son las aplicaciones que del selenio se hacen pero si el éxito corona alguna de las experiencias que con el selenio se están haciendo, quizá resulte uno de los cuerpos de mayor importancia; una de las experiencias consiste en pretender utilizar los rayos luminosos como reófaros para las trasmisiones telefónicas desempeñando el selenio un papel muy importante.

LECCIÓN 19

Símbolo químico; historia; caracteres; enumeración de los nombres vulgares de los principales cuerpos en que entran, su estado en la naturaleza y usos del Silicio, Sódio y Talio.

SILICIO.—Si.

Fué descubierto por Berzelius en 1810 en el estado amorfo y posteriormente Woehler y Saint Claire Deville dieron á conocer los diferentes estados en que puede presentarse este cuerpo.

Como se ha indicado, este cuerpo puede presentarse en varios estados, que se denominan silicio diamantino, grafitoide ó grafitoideo y amorfo, incluyendo muchos autores los dos primeros en uno solo.

Es un cuerpo sólido, de color y brillo parecido al acero, de bastante dureza, pues raya el vidrio; densidad 2,49 conduce bien el calórico y la electricidad, en caliente arde en una atmósfera de cloro, fundiéndose á 1.250°. En el estado amorfo cambia algunas de sus propiedades conduciendo mal el calórico y la electricidad.

El silicio es uno de los cuerpos que forma más com-

puestos, unido al oxígeno forma el anhídrido silícico con sus muchas variedades llamadas cristal de roca, cuarzo hialino, sílice, pedernal: con el aluminio los silicatos aluminicos como la distena, andalusita, las arcillas, la esmeralda (doble silicato glucínico aluminico), feldespato ortosa (silicato aluminico potásico), albita (silicato aluminico sódico); con el magnesio la esteatita ó jabón de sastre, talco, asbesto y otros muchísimos entrando por tanto á formar una gran parte de la corteza sólida del globo.

En la naturaleza no ha sido hallado aislado, pero existe combinado, formando los minerales que se ha dicho en el párrafo anterior, entra á formar parte también de los vegetales y en más pequeñas cantidades en el organismo animal.

Aislado no tiene muchas aplicaciones pero sus compuestos la tienen muy grande, pues la alfarería, fabricación de cristales, algunos como piedras preciosas, otros como piedra de construcción y más que se irá diciendo cuando se estudien sus compuestos.

SÓDIO.—Na.

El sódio fué descubierto en 1807 por el mismo que descubrió el potasio, esto es, Humphry Davy y ha seguido paralelamente su estudio al del potasio.

Es un metal sólido á la temperatura ordinaria, sumamente parecido al potasio, densidad 0'98 sumamente blando, se funde á 97°, no es tan buen conductor del calórico ni de la electricidad, ni tiene tanta afinidad

como el potasio para arder en el gas cloro y vapores de bromo.

Forma muchísimos compuestos, entre ellos la sal común ó sal gema (cloruro sódico), tan abundante en la naturaleza y tan indispensable en los organismos; la sosa cáustica ó alcalí mineral (hidrato sódico) la tenardita ó sal de Glauber (sulfato sódico), el nitro cúbico ó salitre de Chile (nitrato sódico), el barraj (biborato sódico ó tetraborato disódico), el bicarbonato sódico que tanto uso tiene en las enfermedades del estómago, la barrilla (carbonato sódico impuro), el salitrón ó natrón (sexquicarbonato sódico) y otros muchos más.

No se ha encontrado aislado en la naturaleza pero son muy abundantes sus compuestos, entrando también á formar parte muy importante tanto en los animales como vegetales.

Aislado tiene bastantes aplicaciones principalmente para la extracción del aluminio, del magnesio y otros y sus compuestos son importantísimos y se hace gran uso de ellos en el arte culinario y en la salazón de carnes y pescados, para la fabricación de la barrilla artificial y del ácido clorhídrico y otros compuestos para la fabricación de cristales, vidrio, esmaltes, jabones y en otras muchas industrias.

TALIO.—TI.

Analizando el sedimento que se forma en las cámaras de plomo que se usan en las fábricas para la obtención del ácido sulfúrico, encontró Guillermo Crookes en

1861 una raya verde en el espectroscopio que no correspondía á ningún cuerpo conocido en aquella época y denominó al cuerpo que tal fenómeno producía con el nombre de talio; al año siguiente el químico francés Lami logró aislar este cuerpo y aún se supone si hacía investigaciones sobre él, sin tener conocimiento del descubrimiento de Crookes.

Es un metal sólido, brillante, de color blanco muy parecido al plomo; peso específico 11.88; cruje como el estaño, deja una raya oscura sobre el papel; pudiéndose rayar con la uña; siendo muy maleable; se funde á la temperatura de 290°.

No es de los cuerpos más abundantes en la naturaleza, y se le encuentra acompañado á piritas de hierro y á las blendas, pero en donde se le halla con más abundancia es en la crookesita, mineral que contiene un 16 o/o de talio.

Ni á él ni á sus compuestos se les señala por ahora importancia bajo el punto de vista de sus usos.

LECCIÓN 20

Simbolo quimico, historia, caracteres, enumeración de los nombres vulgares de los principales cuerpos en que entran, su estado en la naturaleza y usos del Teluro, Terbio, Titano y Torio.

TELURO.—Te.

El teluro fué descubierto por Muller de Reinchens-tein en 1782; después fué estudiado por Klaproth en 1798, dedicándole á la diosa tierra (Télus): fué considerado como un metal y en todas las obras antiguas se le encuentra estudiado en el grupo de los metales pero en la actualidad es considerado como un metaloide.

Este cuerpo es sólido á la temperatura ordinaria, de color y brillo parecido al estaño, puede cristalizar en el sistema romboédrico; tiene de peso específico 6'25, se funde á 475° puede arder en el aire y más dentro de una atmósfera de oxígeno puro produciendo una llama azulada.

Forma bastantes compuestos que sólo tienen importancia bajo el punto de vista científico.

Se le encuentra nativo en la naturaleza, aunque en pequeñas cantidades y suele acompañar algunos minerales de bismuto, oro, plata y plomo.

No se le señalan aplicaciones.

TERBIO.—Tr.

En 1878 M. Lawrence Smith encontró en la samarskita de la Carolina del Norte un óxido y llamó al metal que lo forma mosandro; posteriormente M. Marignac dijo que el óxido de mosandro era probablemente el tercer óxido de Mosander y que debía llevar el nombre de terbio, no obstante ni respecto al nombre que ha de llevar éste metal, ni respecto á sus propiedades, no están conformes ni mucho menos los autores que de él se ocupan, no teniendo más importancia por ahora que bajo el punto de vista científico.

TITANO.—Ti.

El titano es uno de los metales descubiertos á últimos del siglo pasado en el año de 1794 por Klaproth.

Tiene un color parecido al cobre, es bastante quebradizo; como metal es bastante duro, pues tiene una dureza igual á la del cuarzo; peso específico 5.3, no puede fundirse á la fragua, siendo, por tanto, de los metales que más resistencia opone á la fusión.

Forma varios compuestos que algunos se encuentran en la naturaleza como el ratilo (óxido titánico) que según el doctor Casares se le halla en la provincia de Pontevedra.

En la naturaleza forma varios compuestos y en obras elementales no se citan aplicaciones de él ni de sus compuestos.

TORIO.—To.

Dos veces ha estado en escena por Berzelius el torio, la primera en 1818 que lo confundió con el fosfato de itrio y la segunda vez en 1828, al descubrir un nuevo elemento químico le dió definitivamente el nombre de torio; posteriormente se han creído otros autores haber descubierto elementos químicos nuevos que al uno le llamaron donario y al otro wasio, pero analizándolo^s bien se vió que era simplemente una equivocación, pues resultaron ser el torio.

Aislado, aunque algo impuro, se presenta en un polvo que tiene una densidad de 11'09; calentado á altas temperaturas hierve y centellea, desprendiendo chispas brillantes; no es atacado por el agua pero sí por el ácido sulfúrico concentrado, que lo disuelve lentamente desprendiendo anhídrido sulfuroso.

Forma muchísimos compuestos de importancia nada más que científica y entra también con cantidades insignificantes en algunos minerales de ortita, gadolinita, erdenamita, tritomita y en muchos niobatos y tantalatos como el pirodoto, la samarskita, esquinita, euxenita y koquelita, que contienen mayor ó menor cantidad de torio.

Se encuentra en la naturaleza en poquísima cantidad pues este es uno de los metales más raros que se conocen y que hasta ahora no se le han señalado aplicaciones.

LECCIÓN 21

Símbolo químico; historia; caracteres; enumeración de los nombres vulgares de los principales cuerpos compuestos en que entran, su estado en la naturaleza y usos del Tulio, Tungsteno, Urano y Vanadio

TULIO.—Tu.

Es uno de los cuerpos simples que solamente se ha conocido su óxido y aún éste, estudiado nada más que con el espectroscopio; por lo tanto hasta que se le estudie mejor no podrán precisarse sus caracteres y aplicaciones.

TUNGSTENO.—W.

El tungsteno ó wolframio fué aislado por los dos hermanos Elhujar, químicos españoles, en el año de 1781.

Es un cuerpo sólido, metálico, de un color gris; peso específico 17'22, no es ni maleable ni ductil; al contrario, quebradizo, de bastante dureza y resiste altas temperaturas sin fundirse.

Forma varios compuestos, entre ellos el wolfran, que es un tungstato ferro-manganeso muy abundante aquí en

Galicia y que ha sido muy bien estudiado por el eminente químico D. Antonio Casares.

No se citan del tungsteno, ni de sus compuestos grandes aplicaciones.

URANO.—U.

Fué descubierto este metal en 1789 por Klaproth estudiando un mineral llamado plechblenda, pero su verdadero estudio data de 1842 en que Peligot demostró que lo que hasta entonces se considerara como urano era simplemente un óxido, extrayendo después el metal.

Es un cuerpo sólido á la temperatura ordinaria de un color y brillo blanco parecido al níquel cuando está recién cortado y con el contacto del aire adquiere un color parecido á la canela algo oscuro; densidad 18; calentado hasta el rojo arde en el aire como el magnesio.

Forma varios compuestos entre ellos la pechblenda (óxido uranoso uránico), la autunita (fosfato cálcico uránico), la lievígita (carbonato urano cálcico y otros varios.

No se le ha encontrado nativo en la naturaleza y las especies mineralógicas citadas en el párrafo anterior son muy escasas.

Aislado no se le conocen aplicaciones pero sus compuestos se usan algo para la determinación de ciertas substancias en los laboratorios de química y en la industria para la preparación de un color amarillo que sirve para la decoración de la porcelana y para teñir el cristal.

VANADIO.—V.

Este metal fué descubierto por un español llamado D. Andrés del Río que lo encontró estudiando un mineral de plomo de Zimapán y lo llamó eritronio en el año de 1801; posteriormente, en 1830, fué estudiado por Sefstrom, y por último encontrado por segunda vez por Joenkeoping que le dió el nombre que actualmente tiene.

Es un metal sólido á la temperatura ordinaria de color blanco argentino; tiene estructura microcristalina; peso específico 5'5; hasta ahora no se ha podido fundir ni con la lámpara oxídrica; no es alterable en el aire ni en el agua y arde en el gas oxídrico.

Está muy extendido en la naturaleza, presentándose en los minerales de hierro, baraltos, arcillas, principalmente de los terrenos primarios, formando minerales como la vanodicta y desdoicita (vanadatos de plomo.)

Tiene ya bastantes aplicaciones, formándose con él un bronce que se le llama bronce de banario, sus compuestos sirven también para la fabricación de tintas, para el negro de anelina y en Francia toma mucho incremento la extracción del banorio dando en la actualidad pingües beneficios.

LECCIÓN 22

Símbolo químico; historia; caracteres; enumeración de los nombres vulgares de los principales cuerpos compuestos en que entran; su estado en la naturaleza y usos del Yodo é, Ytrio

YODO.—Y.

Analizando las aguas madres que quedaban después de recoger las sales que se extraen de las cenizas de las algas, Courtois fabricante de sosa, descubrió el yodo en 1811, pero quienes estudiaron más detenidamente este elemento químico fueron Gay Lussac y Humphry Davy.

El yodo es un cuerpo sólido á la temperatura ordinaria, con un brillo parecido al selenio, presentándose generalmente en escamitas y puede cristalizar en agujas correspondientes al sistema romboidal; peso específico 4,9, funde á la temperatura de 110° y á 180 hierva, emitiendo unos vapores de color violado y de esta cualidad precede su nombre; si se coloca sobre una lámina de platino un poco de yodo y se le expone á la acción de la llama de la lámpara de alcohol, al poco rato se pone el yodo en estado esferoidal y de repente se volatiliza formando una bonita nube violada producida por los

vapores de yodo; tiene la propiedad de ennegrecer el engrudo de almidón y el agua que lo tiene disuelto, á no ser que haya el gas sulfhídrico que le priva al yodo de su acción ennegrecedora, fundándose en eso la sulfhidrometría; es un cuerpo muy venenoso y mancha la piel de un color amarillo anaranjado é inyectado debajo de la piel produce grandes ampollas acompañando al fenómeno una fuerte calentura.

Forma infinidad de compuestos encontrándose algunos de ellos en la naturaleza formando algunas especies mineralógicas, disueltos en el agua del mar formando parte de las algas de donde antes se extraía; en los animales marinos y hasta se ha dicho que existe libre en el carbón de piedra y en una roca dolomítica de Valais.

El yodo aislado tiene bastantes aplicaciones principalmente para preparar sus compuestos y de éstos se hace mucho uso de ellos principalmente en medicina como la tintura de yodo para combatir el escrofulismo y el bocio ó papera; los yoduros, para los reumatismos y otras muchas enfermedades, debiéndose aplicar en dosis sumamente pequeñas.

YTRIO.—Yt.

En un mineral negro que Arrhenius encontró en 1788 en Itterby cerca de Estocolmo y que más tarde le llamó gadolinita, Gadolin descubrió en 1794 una especie nueva que la llamó itria que es un óxido de itrio no habiéndose podido en la actualidad aislar este metal, por

más que sus compuestos que son muchísimos están muy estudiados bajo el punto de vista puramente científico.

Se encuentra en la naturaleza en mayor abundancia que algunos otros llamados también raros, hallándose en los silicatos de gadolinita y ortita, en la curialita, en el silicotitanato de keiloita, tantalatos y níobatos de euxenita, itrotantalato, samarskita y en algunos otros.

No se citan aplicaciones de él ni de sus compuestos.

LECCIÓN 23

Símbolo químico; historia; caracteres; enumeración de los nombres vulgares de los principales cuerpos compuestos en que entran; su estado en la naturaleza y usos del Zinc y Zirconio.

ZINC.—Zn.

La historia de este metal es una de las más difíciles de desenmarañar pues mientras unos autores dicen que griegos y romanos lo hacían entrar en sus aleaciones y que hasta Plinio había escrito sobre el óxido de zinc, otros afirman que primero se conoció en China y que hasta después del siglo XII no fué conocido en Europa y que se le llamó estaño de la India y que hasta 1743 no fué conocido el procedimiento para extraerlo y que de entonces acá se ha ido conociendo sus buenas cualidades y su consumo va aumentando cada día más.

Es un metal sólido á la temperatura ordinaria que cristaliza en prismas exagonales ó dodecaedros romboidales presentándose generalmente amorfo; es de color y brillo parecido á la plata, aunque algo azulado, es dúctil y maleable pero estas cualidades las presenta mejor á la temperatura de 140° que en otras temperaturas más altas ó bajas, pues á 200° está tan quebradizo que se le

puede pulverizar en un mortero; un fenómeno ocurre cuando se funde el zinc, pues antes de llegar a fundirse hace saltar la tapa del crisol y se inflama produciendo una luz muy blanca y esparciendo gran cantidad de humo que se condensa en un polvillo blanco que es de óxido de zinc; tiene una densidad de 6'8 cuando está fundido y 7'2 laminado.

Forma muchísimos compuestos entre ellos la manteca de zinc (cloruro cincico), el blanco de zinc ó lana filosófica (óxido cincico), la blenda (sulfuro cincico), el vitriolo blanco (sulfato cincico), la calamina (carbonato de zinc), la zinconita (hidrocarbonato cincico).

Se encuentra en la naturaleza formando parte de los minerales mencionados en el párrafo anterior y hasta se dice si se le ha encontrado nativo en Australia.

Muchísimas son las aplicaciones que se citan de este metal; se usa en los laboratorios para la extracción del hidrógeno; en industria para la fabricación de utensilios de uso doméstico; para cubrir edificios; en galvanoplastia para recubrir el hierro; se consume gran cantidad para las pilas eléctricas y el fotograbado y otros muchos usos; se emplean también sus compuestos en medicina principalmente el sulfato.

ZIRCONIO.—Zr.

El óxido de zirconio fué descubierto en 1789 por Klaproth en el mineral denominado circono, habiendo Berzelius en 1824 aislado este metal.

Troost ha encontrado tres estados en el circonio, el

cristalizado, grafitoideo y amorfo; el primero forma unas láminas duras y frágiles; con un brillo metálico muy intenso; densidad 4'15; es menos fusible que el silicio, es atacado por el agua regia muy lentamente en frío pero rápidamente en caliente; el grafitoideo se presenta en pequeñas escamas de color gris de acero muy ligeras y el amorfo fué el que obtuvo Berzelius; es mal conductor de la electricidad y es muy inflamable; calentado en el vacío y proyectado en el aire después de frío, el circonio amorfo, se inflama como el hierro pirofórico; calentado al aire libre arde antes de llegar al rojo.

Forma muchos compuestos entre ellos el circonio euriatita y muchos otros, encontrándose en cristales muy pequeños en los granitos y gneis de Suecia y es de suponer que en algunos otros granitos, razón por la cual, aunque en pequeñas cantidades está muy extendido.

Hasta ahora ni de él ni de sus compuestos se citan aplicaciones.

LECCIÓN 24

Cuerpos compuestos; su denominación por el número de elementos que entran.—Mezcla y combinación; sus diferencias.—Disolución; sus diversas clases y consideraciones acerca las disoluciones, mezclas y combinaciones; disoluciones entre sólidos y sólidos (aleaciones), cuando se llaman amalgamas; disolución entre sólidos y líquidos; entre sólidos y gases (absorción de gases); sus diferencias con la oclación y la verdadera disolución; disolución entre líquidos y líquidos; entre líquidos y gases; idem entre gases y gases.

Al terminar la lección primera se dijo lo que eran cuerpos compuestos, esto es, los que resultan de la íntima agrupación de dos ó más elementos químicos ó cuerpos simples formando un todo homogéneo; cuando se unen nada más que dos cuerpos simples, el compuesto se llama binario, si en la formación del compuesto entran tres simples se llama ternario, si cuatro cuaternarios y así sucesivamente, por más que es muy raro encontrar en la naturaleza cuerpos compuestos que estén formados de más de cuatro elementos, constituyendo un todo homogéneo, aunque se pueden encontrar en un órgano, por ejemplo, muchos cuerpos simples, pero éstos se unirán para formar compuestos y estos compuestos

(albúmina, fibrina, azúcar, gelatina, etc.) constituirán el órgano.

Si dentro de un crisol echamos azufre en polvo y limaduras de hierro sumamente finas y revolvemos bien con una varilla, tendremos un polvo impalpable que á simple vista parecerá homogéneo; no obstante, si lo echamos en el agua, dicho polvo, parte se irá al fondo (el hierro) y otra parte quedará flotando (el azufre); si el polvo del crisol lo observamos al microscopio podremos llegar á distinguir el hierro del azufre, pero si calentamos fuertemente el crisol por el tiempo necesario para que el hierro y el azufre se unan íntimamente formando un compuesto (sulfuro de hierro) entonces ni echado en el agua ni al microscopio distinguiremos el azufre del hierro: es que han formado un cuerpo nuevo que ha dejado muchas de las propiedades de sus progenitores para adquirir otras nuevas. Lo primero era simplemente una *mezcla*, después por la acción del calor se han *combinado*. (1) El acto de la combinación va acompañado muchas veces de fenómenos de luz, calórico y electricidad.

Si dentro de un vaso que contenga agua se echa un poco de azúcar, ó sal común y se agita con una varilla al cabo de cierto tiempo el azúcar aquel no se vé, parece como que haya desaparecido, es que se ha *disuelto*; si continuamos echando más llegará un momento que no se disolverá y entonces la disolución aquella se llama *disolución saturada*, no obstante influye mucho la temperatura y calentándolo disolvería mayor cantidad, pero

(1) Recuérdese lo que se dijo al tratar del oxígeno pag. 69

al enfriarse volvería á dejar lo que había tomado demás por exceso de temperatura y en condiciones convenientes, la substancia sólida aparecerá cristalizada.

Las disoluciones vienen á ser como un intermedio ó punto de osculación entre las mezclas y las combinaciones, no obstante, unas veces participan más del carácter de las primeras y entonces por evaporación pueden separarse el disolvente y lo disuelto, otras veces no y tienen por tanto más carácter de combinación.

Dos metales cuando están fundidos, pueden unirse llamándose el metal que resulta *aleación*; muchas veces dicha unión es una combinación pero si hay exceso de uno de ellos, este exceso se considera como disuelto en la masa del cuerpo nuevamente formado; las aleaciones en que entra el mercurio se llaman *amalgamas*.

La esponja de platino (1) se ha visto que absorbe el hidrógeno y esto puede considerarse como un caso de disolución entre sólidos y gases, no debiendo confundirse con la oclusión que es, que los cuerpos retengan entre sus poros borbuja de gases.

Si dentro de un vaso que contenga agua, le echamos aceite, el agua quedará debajo y el aceite flotará encima del agua, si agitamos bien, el agua y el aceite se llegarán á mezclar de tal manera que será imposible distinguirlos á simple vista, pero al cabo de un rato de estar en reposo volverá á su primitivo estado el agua abajo y el aceite arriba; si en lugar de aceite echamos alcohol ú otro líquido que tenga en disolución alguna substancia soluble, entonces se unirán íntimamente,

(1) Véase el platino pág. 74.

constituyendo un ejemplo de disolución entre líquidos y líquidos. Muchas veces sucede que un cuerpo está disuelto en un líquido y al entrar en dicha disolución otro cuerpo desbanca (valga la frase) al primero que se separa del disolvente marchándose al fondo ó flotando en la superficie según su densidad, llamándose á este acto *precipitación* y la forma con qué se presenta el cuerpo *precipitado*, á veces puede ser un nuevo cuerpo que se haya formado.

El cloro y otros gases se disuelven también en algunos líquidos y muchos consideran el aire atmosférico como una disolución de oxígeno y nitrógeno acompañados en menor cantidad de otros cuerpos.

LECCIÓN 25

Operaciones y sus aparatos para facilitar las combinaciones.

—Pulverización, morteros y sus clases; modo de sustituir los morteros.—Calefacción directa é indirecta; medios para obtener la directa; lámparas de alcohol; efectos de las telas metálicas; mecheros de Bunsem; hornillos de carbón; hornos; medios para construir estos aparatos sin grandes gastos.

En química han de hacerse muchas manipulaciones que reciben el nombre de operación para lo cual son indispensables varios aparatos.

Una de las operaciones más frecuentes es la pulveri-



Fig. 1.ª



Fig. 2.ª



Fig. 3.ª

zación que consiste en tritular las sustancias reduciéndolas á polvo á fin de facilitar su combinación ó disolución. Esta operación se hace mediante un aparato que se llama almiréz ó mortero figs. 1.ª y 2.ª que puedan ser de diferente materia (hierro, cobre, cristal,

porcelana, mármol, agata, madera y otros) y de diferentes tamaños. Muchas veces puede servir también como á recipiente una taza fig. 3.^a y como á manecilla un trozo de barra de hierro que con una buena lima se haya redondeado uno de sus extremos formando un casquete esférico y procurando al pulverizar obrar más por frotamiento que por percusión.

Una de las operaciones más frecuentes, es la calefacción, que consiste en procurar que este agente, (el calor), obre sobre los cuerpos para que se combinen ó



Fig. 4



Fig. 5

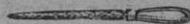


Fig. 6

disuelvan ó á veces se separen: la calefacción puede ser directa, cuando el cuerpo ó su recipiente toca al fuego, é indirecta cuando la calefacción se obtiene del baño de maría ú otros, pudiéndosele también llamar calefacción viva ó lenta.

Uno de los aparatos más usados es la lámpara de alcohol fig. 4.^a y 5.^a que puede ser simple y por lo tanto más manejable ó puede estar ya como la misma fig. 5.^a indica, unida con una armazón que sostenga lo que se haya de calentar. (1)

(1) Cuando no se tenga á mano alguna de las lámparas de alcohol que se venden en las tiendas, puede improvisarse

Es muy conveniente colocar telas metálicas encima de los soportes sobre todo cuando el objeto que se calienta es de cristal.

En los laboratorios instalados en poblaciones donde haya gas del alumbrado es muy conveniente aprovechar éste para la calefacción y entonces se usan los mecheros Bunsem, fig. 10, que tienen un mecanismo especial que puede entrar el aire mezclándose con el gas del alum-



Fig. 7

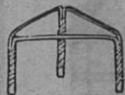


Fig. 8



Fig. 9

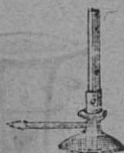


Fig. 10

brado y todo lo que pierde la llama en intensidad luminosa lo gana en intensidad calorífica.

con un frasco cualquiera y taladrando un tapón de corcho, mediante una lima de las llamadas de cola de ratón (figura 6.^a) y colocando una laminilla de hoja de lata arrollada formando un cilindro que se adapta en el interior del agujero taladrado en el tapón de corcho, procurando que sobresalga algo introduciendo una mecha como indica la figura 7.^a, entonces puede adaptarse á cualquier frasco, procurando dejar una ranura en el tapón, á fin de que penetre el aire en el interior del recipiente cuando esté ardiendo la improvisada lámpara: uno de los frascos que más se asemejan á los recipientes que se usan para lámpara de alcohol son estos frascos de tinta chatos que se expenden á 20 ó 25 céntimos de peseta llenos de tinta (figura 8.^a). Para las lámparas de alcohol, así improvisadas, puede arreglarse un soporte con alambre de hierro algo grueso y construido tal como indica las figuras 9.^a ó 10.

Otros de los medios de calefacción ya en mayor escala que se usan en los laboratorios, son los hornillos para carbón, fig. 11 y 12 que acostumbra á ser de tierra refractaria con cintas de hierro para darle mayor solidez, la fig. 11 representa uno sencillo y la 12 de los que se llaman de reverbero (1) en ambos puede quemarse carbón vegetal, de cok y hasta á veces de piedra ó hulla.



Fig. 11



Fig. 12



Fig. 13

(1) Un horno de reverbero se compone de tres piezas: la inferior, H, tiene el cenicero y el hogar, separados por una rejilla de hierro, en donde se pone el carbón; la del medio, L, se llama laboratorio, sirve para dar al horno mayor altura: la superior ó cúpula, C, tiene por objeto concentrar el calor en lo inferior del horno. Puede hacerse un hornillo y que también da muy buenos resultados, haciendo servir de armazón una de esas latas que se usan para la conducción del petróleo desde las fábricas á las tiendas que lo venden al detall, (figura 13) córtase por la parte superior y en una de las caras laterales ábrese un boquete como indica la misma figura: tápicese interiormente con la ladrillos refractarios cubriéndose las juntas con argamasa de tierra refractaria y en la parte media se colocan unas parrillas de hierro que pueden ser de fundición ó alambre de bastante espesor para no fundirse y sostener las áscuas.

LECCIÓN 26

Calefacción indirecta, baños de maría, de arena, estufas y otros.—Recipientes para la calefacción, crisoles, retortas y matraces.—Soportes para estos aparatos.—Aparatos para la conducción de las substancias calentadas á otros recipientes; tubos de cristal: modos de trabajar los tubos de cristal.

En los grandes laboratorios existen hornos de mayor complicación para poder obtener altas temperaturas y sostenerlas por mucho tiempo.

Los medios indirectos para obtener temperaturas lentas ó constantes son los baños de maría que consiste en un recipiente que tiene agua que es el que se calienta directamente y en su interior contiene la vasija con lo que se ha de calentar como indica la fig. 14; cuando se usa el agua, nunca dará una temperatura mayor de 100° pues cuanto mayor sea la altura que tenga con respecto al nivel del mar, será cada vez menor: para operar con mayor temperatura ó tendría que ser un recipiente que aprisionase el vapor del agua que al aumentar la temperatura aumentaría su tensión ó emplear otro líquido, como el aceite, que la temperatura de ebullición sea más elevada, otras veces se sustituye por arena y se llama baño de arena. Se denominan estufas

unos aparatos que por regla general se calientan por agua que circula por un doble fondo ó por aire caliente. pudiendo también haberlas que se calientan directamente.

La calefacción de las sustancias se hace generalmente mediante recipientes adecuados; si las temperaturas han de ser muy fuertes se usan los crisoles fig. 15, que suelen ser de tierra refractaria y á falta de ellos podrán usarse mesetas pequeñas, fig. 16, que no tengan agujero.



Fig. 14



Fig. 15



Fig. 16

Cuando las temperaturas no hayan de ser tan elevadas se usan las retortas fig. 17: la parte P se llama panza, la B. vóveda y C cuello de la retorta: las hay de vidrio de porcelana, de barro, de plomo, de platino, de hierro y aun de otras sustancias; muy parecidas á las retortas son los matraces fig. 18, á veces suelen usarse también otros recipientes que se denominan cápsulas fig. 19



Fig. 17

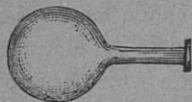


Fig. 18



Fig. 19

y que para experimentos no muy delicados pueden substituirse con la tapadera de una caja de betún para botas.

Para sostener las retortas matraces, etc. se usan de unos sostenedores que se llaman *soportes* figs. 20 y 21 que los hay de madera, de hierro, de latón, resistentes ó débiles, lujosos ó sencillos según los medios de que se puede disponer; puede también hacérselos uno mismo

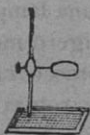


Fig. 20

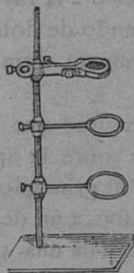


Fig. 21

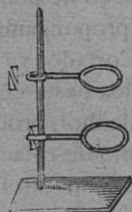


Fig. 22

y en lugar de tornillos de presión como indican las figuras 20 y 21 pueden sujetarse por dos cuñas, como indica la fig. 22: es conveniente que el eje sea bastante resistente y esté bien asegurado para lo cual se dobla por la parte inferior, si es de alambre y afilada la punta se clava en la tabla que sirve de sostén.

Obtenidos por medio de la calefacción las sustancias gaseosas, sean gases propiamente dichos ó vapores es preciso *conducirlos* á otros recipientes para poderlos recojer, si son los primeros ó condensar si se trata de los vapores: generalmente se usan tubos de cristal de diferentes diámetros según sean las circunstancias y que atravesando por el interior de tapones de corcho ó de goma, conducen las sustancias al sitio que haga falta:

estos tubos suelen expendirse en los comercios de una longitud de un metro aproximadamente y por lo tanto casi siempre han de romperse á la medida que nos convenga para lo cual basta rayarlos con una lima triangular en el sitio conveniente y después colocando los dos pulgares en el lado opuesto á la raya que se ha marcado se hace una flexión tratando de doblar la varilla y con un poco de práctica, romperá siempre por el sitio que nos propongamos.

Cortados ya de la longitud que convenga para doblarlos basta colocarlas sobre la llama de una lámpara de alcohol, procurando al principio dar un ligero movimiento de rotación al tubo, á fin de que el brusco calor de la llama no fuese causa de una prematura rotura del tubo, y después cuando se ve que ya va dando un color amarillo á la llama (que proviene del sódio que tiene el cristal,) entonces podrá doblarse como indica la fig. 23:



Fig. 23

cuando los tubos sean de un diámetro algo regular, entonces para trabajarlos podrá usarse la llama del gas hidrógeno; muchas son las operaciones que comprende el trabajar el cristal y solamente la práctica es la gran maestra que enseña y perfecciona esta operación para una clase elemental basta saber cortar y doblar los tubos, pues el soldarlos y hacer ya aparatos es más propio de clases superiores.

LECCIÓN 27

Purificación y desecación de los gases.—Recolección de gases; cuba hidroneumática; modo de sustituirla; cuba hidrargironeumática.—Campanas; modo de sustituirlas; manera de recoger los gases en las campanas.—Aparatos de condensación de los vapores; alambiques y su descripción; modo de sustituir á los alambiques.

La mayor parte de las veces los gases tienen que purificarse y desecarse esto es, eliminar de ellos las sustancias que lo impurifican y absorber el vapor acuoso que puedan contener, para lo cual se usan ó bien tubos doblados en U y en su interior se coloca algodón en rama y para la desecación un aparato especial que se llama ya del cloruro cálcico fig. 24, puede construirse este aparato mediante un tubo de quinqué tapando la abertura superior con un tapón de corcho agujereado y en la parte inferior una rodaja de corcho en la cual se haya hecho una ranura que ha de encajar con la parte inferior del tubo de quinqué y otra ranura para que pase el tubo de comunicación.

La recolección de gases, si son más densos que el agua, como el cloro, se hace directamente colocando el

recipiente donde lo queremos colocar, debajo del tubo de desprendimiento; si son menos densos pueden recogerse en campanas mediante la cuba hidroneumática: antiguamente eran de madera forradas de hierro, zinc y aun mejor plomo, pero modernamente se usan de cristal con armazón metálico, y fondo de marmol ó pizarra suele colocarse una plancha de hierro con sostenedores, agujereada dicha plancha, que se llama puente, a fin de pasar los tubos para la recolección del gas.

Puede usarse, á falta de cuba, una palangana y á falta de capsula agujereada para sostener el tubo que conduce el gas puede usarse una cazuela vieja pequenita



Fig. 24

Fig. 25

Fig. 26

haciéndole una escotadura por un lado y un agujero por la parte superior, que podrá sustituirse también por una caja de betún ó cualquier otro chisme adecuado.

Cuando los gases son solubles en el agua se sustituye la cuba hidroneumática por la hidrargíronica figura 25 y podrá sustituirse por cualquier otro recipiente de menor tamaño, como copas, vasos, tazas, etc.

Los recipientes en que suelen recogerse los gases son las campanas fig. 26 de mayor ó menor tamaño y que

pueden sustituirse por frascos, tubos de quinque rotos que podrán cerrarse por un extremo ó colocarles un tapón de corcho tapándoles los intersticios con cera ó parafina, aprovechándose de esa manera desperdicios que se hacen en las casas: para llenar de agua una campana en la cual se ha de introducir un gas, como las palanganas suelen ser pequeñas y no podrían llenarse dentro, dese vuelta á la campana, esto es póngase boca arriba llénese con agua y tápese con un papel y dando vuelta á la campana la presión atmosférica se encargará de sostener la columna líquida dentro de la misma; colócase esta dentro de la palangana introduciéndole en el agua y colocándole en su sitio, se hace deslizar el papel tirando una de sus puntas con la mano derecha y sosteniendo la campana con la mano izquierda y se tendrá en disposición de poder introducir el gas.

Por regla general los vapores no suelen recogerse, sino que se les hace condensar para recoger el líquido que con ellos se forman. Uno de los aparatos más usados ya desde época muy remota es el alambique que antiguamente se le llamaba alquitara, revelando su nombre un origen árabe; consta de las piezas siguientes: un horno que generalmente es de mampostería en el cual se adapta la caldera ó cucurbita encima de ésta la cabeza de la cual se prolonga un tubo que comunica con el serpentín que está arrollado en espiral dentro de un depósito y termina en la parte exterior en un tubo de desprendimiento y allí se recoge el líquido en un frasco: el depósito está lleno de agua fría que entra por un tubo embudado por la parte superior y termina en el fondo del recipiente por el cual entra el agua por

abajo; á medida que se va calentando el agua, se hace menos densa y por lo tanto la más caliente estará en la parte superior que sale por un agujero terminado en tubo de salida.

Este aparato puede muchas veces sustituirse con otro mucho más sencillo (fig. 27) y que podrá variar algo en el recipiente de calefacción según las substancias sean más ó menos atacables y puede sufrir otras varias modificaciones según los medios que se dispongan don-

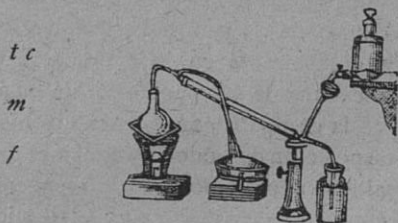


Fig. 27

de se hayan de usar: *f* es un foco calorífico, (lámpara de alcohol, hornillo ó cualquier otro) *m* un matraz, retorta y hasta un puchero (1), es decir un recipiente que no tenga otra abertura que un tubo de conducción *t c*; el serpentín puede sustituirse por un tubo de cristal y hasta en pequeña escala pueden servir la parte de tubo de quinqué que se rompa desde el gollete para arriba (es claro que enteros serviría mejor); se tapan las estremi-

(1) Para usar un puchero es preciso tapanlo con un buen tapón de corcho agujereado para que pase el tubo, y después con arcilla humedecida tapan las yunturas.

dades del tubo con dos tapones de corcho que tengan cada uno dos agujeros para hacer atravesar el tubo de conducción del vapor por el interior del tubo de mayor diámetro y los otros dos restantes con dos tubitos, uno para la entrada del agua y otro para la salida, tal como indica la expresada figura: para echarle el agua bastará un recipiente cualquiera con una espita ó con un tubo encorvado formando sifón y el agua podrá recogerse en una palangana ó cualquier otro chisme.

LECCIÓN 28

Recipientes de disolución y cristalización; cubetas, capsulas, vasos de precipitados, etc.—Recipientes de conservación de las sustancias y consideraciones generales sobre los mismos.—Modo de graduar los aparatos de cristal.—Descripción breve de otros aparatos que se usan en los laboratorios de química.

Las disoluciones (1) pueden verificarse si son entre cuerpos fusibles y que se solidifican á la temperatura ordinaria en los mismos crisoles que se hayan fundido; entre sólidos y líquidos ó entre líquidos y líquidos se usan en los laboratorios de química unos vasos fig. 23 y como cualquiera comprende puede servir cualquier otro recipiente; para líquidos y gases se usa generalmente el aparato de Voulf fig. 29 en el que se emplean frascos de tres bocas que están cerrados con tapones de goma agujereados, á fin de que pueda pasar un tubo á su través: el primer frasco que es el que recibe directamente los gases del sitio donde se producen se acostumbra á llamar frasco de loción; contando á partir del aparato de producción de gases la primera boca del

(1) Recuérdese lo que se ha dicho de las disoluciones página 102.

Frasco recibe el tubo que está en comunicación con el aparato de producción y ha de llegar á penetrar dentro del líquido disolvente. el segundo tiene un tubo que se llama de seguridad y ha de penetrar también dentro del líquido; el tercero no debe pasar muy abajo del cuello del frasco, procurando no toque á la superficie del líquido que se le denomina tubo de desprendimiento por conducir el gas al frasco inmediato que tendrá una disposición igual y así sucesivamente. (Se advierte que en el grabado se ha olvidado el tubo de seguridad en el primer frasco). Modernamente existen unos aparatos inventados por M. Durán que éste mismo mecanismo está limitado al tapón del frasco.



Fig. 28

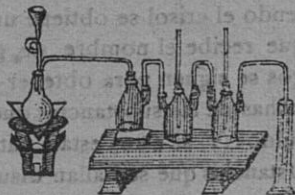


Fig. 29

Para un principiante ó para un aficionado pueden hacerse las mismas operaciones que se verifican con el aparato de Voulf sustituyéndolos por frascos de boca ancha que pueden ser frascos que ya se llaman de aceitunas, de conservas ó de cualquier otro, es decir, que el tapón con que ha de taparse pueda tener tres agujeros á fin de contener los tres tubos que contienen los frascos de tres bocas y una disposición igual, es decir el primero y segundo con las extremidades sumergidas en el líquido y el tercero que no llegue á tocarlo.

Los tubos de comunicación pueden ser de una sola pieza, doblándolos dos veces en ángulo recto ó pueden ser simplemente tubos doblados en ángulo recto y unidos dos á dos mediante un trozo de tubo de goma, de esa manera son menos fáciles las roturas.

A veces las substancias se presentan con formas geométricas determinadas y entonces se dice que están cristalizadas y dichas formas geométricas se les llaman formas cristalinas; que pueden reducirse á seis tipos y cuyo estudio corresponde á la cristalografía.

Si ponemos azufre en un crisol y lo calentamos, cuando esté líquido lo dejamos enfriar algo, después rompiendo la pequeña costra que se forma en la superficie, vertiendo el líquido, el azufre que queda adherido á las paredes, al solidificarse, lo hace cristalizando y rompiendo el crisol se obtiene un agrupamiento de cristales que recibe el nombre de geoda, procedimientos análogos se siguen para obtener cristales por fusión.

Muchas de las substancias que se hallan disueltas en los líquidos (1) si estos están saturados al evaporizarse, las substancias que se hallan disueltas cristalizarán y el líquido que resulta se le llama aguas madres. Echando alumbre en agua hirviendo hasta saturarla y dejándola enfriar, veremos agruparse el alumbre en formas regulares (octaedros) al rededor de las paredes de la vasija y de los cuerpos que haya dentro de la misma; así es que colocando por ejemplo unos alambres en forma de canastilla resultarán esas cestillas escarchadas que sir-

(1) Recuérdese lo que se dijo al tratar de las disoluciones, pág. 103.

ven de adorno, las cuales suelen completarse con flores artificiales, colocándose colgadas ó encima de una cómoda.

El yodo si se le calienta se evapora y al enfriarse se solidifica cristalizando, este fenómeno que también se verifica en otros cuerpos se le llama cristalización por su sublimación.

En todos los ejemplos veríamos que para que las sustancias puedan cristalizar, necesitan tiempo, espacio y reposo.

Las operaciones de cristalización se hacen en los laboratorios de química mediante unos recipientes que se llaman cristalizadores fig. 30; puede hacerse también en cubetas fig. 31, cápsulas, en los mismos vasos de precipitados y en otros recipientes y generalmente antes de hacer cristalizar las sustancias disueltas en los líquidos hay que *filtrarlos*, operación que se consigue haciendo pasar el líquido por un embudo fig. 32, en el cual se pone encima una hoja de papel de filtro ó de estraza doblado convenientemente (1). A veces es conveniente fil-

(1) Para doblar el papel, hágase primero un cuadrado doblándolo después por sus puntas de modo que se toquen las opuestas, formando la doblez la diagonal del cuadrado, dóblese otra vez de manera que los cuatro lados del cuadrado vengan á constituir superpuestos la hipotenusa de un triángulo rectángulo, de esa manera se habrá marcado el centro del papel, ábrase y váyase doblando en forma de abanico procurando conservar siempre el mismo centro y después con unas tijeras se cortarán las puntas y en abriendo el papel estará dispuesto para ser colocado dentro del embudo tal como indica la fig. 33.

trar con alguna presión lo cual se consigue mediante las trombas de mercurio ó la acción combinada de dos frascos comunicantes puestos á diferente altura y que para poder pasar el agua del uno al otro necesita poder pasar el aire que impelido por la presión atmosférica comprime el líquido acelerando su paso por el embudo es conveniente para estos casos colocar un conito metálico que generalmente es de platino para que no se rompa la punta del filtro.

Las sustancias se guardan en los laboratorios de química en frascos de cristal á escepción de muy pocas como el ácido fluorhídrico que ha de hacerse con recipientes de materias apropiadas.



Fig. 30



Fig. 31



Fig. 32



Fig. 33

Los frascos acostumbran á estar tapados con tapón de cristal esmerilado teniendo á su vez esmerilado el cuello; la mayor parte son de cristal hialino ó diáfano, pero los hay también negros, azules y de colores oscuros para preservar á ciertas sustancias químicas de la acción de la luz: á falta de estos frascos de colores pueden usarse los otros poniéndoles papel del color que haga falta, al derredor del frasco. Los principiantes que no

tengan á mano frascos con tapón esmerilado podrá valerse de botellas con tapón de corcho y á fin de que los ácidos no ataquen al tapón se parafina, lo cual se consigue fundiendo la parafina dentro de una cápsula al baño de maría y una vez fundida ir impregnando los tapones de corcho con aquella substancia.

Los frascos y demás enseres que se usan en los laboratorios químicos deberán guardarse en armarios y á falta de ellos podrán construirse estanterías en las que con unas tablas, unos montantes y unos travesaños adosándolo después á la pared, puede servir para libros, enseres de química ó cualquier otro objeto.

Suelen usarse también unos tubos cerrados por un

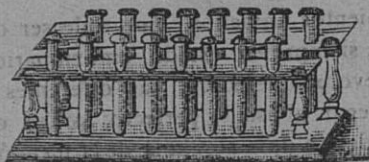


Fig. 34



Fig. 35

extremo que se llaman tubos de ensayo, los cuales tienen muchos usos y acostumbran guardarse en unos enseres que se llaman taquillas fig. 34 para sostener los tubos de ensayo y para otros muchos usos se emplean las pinzas de varios sistemas según las operaciones que se precisen uno de los modelos podrá verse en la fig. 35

Para graduar los aparatos de cristal como tubos, campanas ó copas se halla la medida por comparación mediante un diamante ó punta de cuarzo, se marcan con exactitud las líneas de nivel.

LECCIÓN 29

Dificultad de explicar todos los fenómenos químicos por las teorías existentes y necesidad en una obra elemental de exponer antes los hechos que las leyes y sus teorías.—Plan de estudio de los cuerpos compuestos.—Importancia de la electricidad en la combinación y separación de los elementos químicos.—Escala electroquímica.

Los conocimientos humanos como todo ser organizado se presenta siempre en estado embrionario para después, en sus evoluciones sufrir las diferentes metamorfosis hasta llegar al estado perfecto; así es que la química, que se deriva de la alquimia, de la metalurgia y de otros varios conocimientos aislados hasta últimos del siglo pasado no tomó carácter de ciencia y aun hoy á pesar de las múltiples teorías que van apareciendo todos los días en el campo de la química, hay muchos fenómenos que no tienen una verdadera explicación y solo la ley del progreso indefinido podrá resolver los grandes problemas que se agitan, y aun muchos que ni siquiera esten planteados.

Así como dentro del orden natural existe como un paralelismo entre las metamorfosis que sufre el embrión y los cambios porque ha pasado la especie antes de lle-

gar á ser lo que es, del mismo modo la ciencia individual, esto es, los conocimientos en que ha de iniciarse un individuo, debe seguirse también un proceso análogo á la naturaleza y como la química se ha constituido por los hechos que suministraron la alquimia, la metalúrgia, la agricultura, la medicina, la industria y otras y después estudiándose estos hechos se está constituyendo la ciencia química, de ahí que por orden natural sea conveniente estudiar antes los hechos ó sean los cuerpos y la manera como accionan unos con otros, que las leyes porque se verifica, pues siempre en el orden científico ha sido primero el hecho que la ley: esto dicho en estos términos quiere decir que primero ha de ser la práctica que la teoría y por esta razón se ha procurado en las lecciones anteriores al dar una ligera noción de las operaciones y aparatos que se usan en química, describir otros enseres por los cuales se pueda sustituir á aquellos aparatos y pueda por tanto el alumno por si mismo hacer casi todas las operaciones que se indicarán en las lecciones sucesivas, pues tanto en química como en las demas ciencias de observación las esperiencias que no se hagan por uno mismo, no pueden llegar á constituir ciencia.

Para seguir por completo este plan se estudiará los cuerpos compuestos más importantes, sus fórmulas, sinonimia, caracteres, extracción y usos y después al final las teorías y leyes por las cuales pueden explicarse los hechos que se hayan estudiado, esto obliga á seguir un plan muy diferente del que se ha seguido hasta aquí en obras elementales, pues como la mayoría de autores van de lo general á lo particular dando por constituida

la ciencia y adoptan clasificaciones más ó menos racionales para el estudio de los cuerpos y no siguiendo por este camino, ha sido necesario adoptar para esta obra la escala electro química que es un hecho bien demostrado y que reporta grandes ventajas por haber sido la base de la nomenclatura y es un hecho indestructible sobre el cual no cabe ya hoy duda alguna, superior a la división de los cuerpos en metaloides y metales pues todos los días han de pasarse cuerpos de un grupo al otro como el mismo hidrógeno que se le estudiaba como metaloide y hoy ya se le supone como metal y superior también a la clasificación por los átomos, pues dividir los elementos químicos y los compuestos que forman en monatómicos, monodinámicos, monovalentes si su átomo vale como uno ó di, tri, tetra, penta, hexa, etc., según tengan valor como dos, tres, cuatro, cinco, seis, etc., tampoco tienen un valor exacto pues hay cuerpos simples que unas veces obran con una atomicidad y otras con otra: como el oro que unas veces obra como tridinámico que se le llaman auricum y otros en átomo doble didinámico que se le llama eurosun y otros muchos que podrían citarse, no pudiendo por tanto servir para una verdadera clasificación de los elementos químicos, mientras que ninguna de estas contradicciones se encuentra en la escala electroquímica.

Recordando lo que se dijo en la pag. 71 respecto al oxígeno y el hidrógeno que estuvieran contenidos en un recipiente y se hiciese saltar una chispa eléctrica, que en virtud de la acción de la electricidad se combinaban ambos elementos para constituir el agua, generalizando los ejemplos se puede llegar a sentar la ley

que la chispa eléctrica tiende á combinar los cuerpos.

Si á la combinación del oxígeno é hidrógeno denominado vulgarmente agua se le hace terminar en ella los reofaros de una pila, de manera que el agua cierre el circuito y encima de las extremidades de los dos reofaros se colocandos campanas llenas de agua, al circular la corriente se verán aparecer unas burbujas de los extremos de los reofaros que se irán colocando á la parte superior de las campanas, desalojando el agua que tenían; veremos siempre que el volúmen de gas de una campana será doble del de la otra; este hecho se esplica porque la corriente eléctrica ha descompuesto el agua en sus elementos; el hidrógeno que entra en doble volúmen que el oxígeno se ha ido al polo negativo mientras que el oxígeno se halla en el positivo y recordando el principio físico de que electricidades del mismo nombre se repelen y de nombre contrario se atraen, se verá que el oxígeno es un cuerpo electro negativo mientras que el hidrógeno es electro positivo, no obstante puede ser electro negativo con respecto á otro cuerpo que sea más electro positivo que él, de ahí que se haya tratado de descomponer varios cuerpos por medio de la corriente eléctrica fenómeno que se ha llamado electrólisis y que constituye la base de las grandes industrias fundadas en la galvanoplastia y que en virtud de estas descomposiciones se haya constituido lo que se ha llamado escala electroquímica y cuya formación es como sigue:

Li	Li	Li
K	K	K
Ca	Ca	Ca
Na	Na	Na
Mg	Mg	Mg
Zn	Zn	Zn
Fe	Fe	Fe
Cu	Cu	Cu
Pb	Pb	Pb
Hg	Hg	Hg
Ag	Ag	Ag
Au	Au	Au

ESCALA ELECTRO-QUÍMICA

—Oxígeno	O ^{''}	Cobre	Cu [']
Fluor	F [']	Urano	U [']
Cloro	Cl [']	Bismuto	Bi ^{'''}
Bromo	Br [']	Estaño	Sn ^{IV}
Iodo	I [']	Plomo	Pb ^{''}
Azufre	S ^{''}	Magnesio	Mg ^{''}
Selenio	Se ^{''}	Cerio	Ce ^{IV}
Nitrógeno	N ^{'''}	Lantano	La ^{IV}
Fósforo	Ph ^{'''}	Cobalto	Co ^{''}
Arsénico	As ^{'''}	Niquel	Ni ^{''}
Molibdeno	Mo ^{''}	Hierro	Fe ^{''}
Vanadio	V ^{''}	Cadmio	Cd ^{''}
Cromo	Cr ^{''}	Zinc	Zn ^{''}
Tungsteno	W ^{''}	Manganeso	Mn ^{''}
Carbono	C ^{IV'}	Zirconio	Zr ^{''}
Boro	Bo ^{''}	Torio	To ^{IV}
Silicio	Si ^{IV}	Aluminio	Al ^{IV}
Colombio	Nb ^{IV}	Itrio	It ^{IV}
Titano	Ti ^{IV}	Terbio	Tr
Antimonio	Sb ^{'''}	Erbio	Er ^{IV}
Teluro	Te ^{''}	Glucinio	Gl ^{IV}
O-o	Au ^{''}	Calcio	Ca ^{''}
Hidrógeno	H [']	Estroncio	Sr ^{''}
Osmio	Os ^{IV}	Bario	Ba ^{''}
Iridio	Ir ^{IV}	Litio	Li [']
Platino	Pt ^{IV}	Sodio	Na [']
Paladio	Pd ^{IV}	Potasio	K [']
Mercurio	Hg ^{''}	Rubidio	Rb [']
Plata	Ag [']	+—Cesio	Cs [']

LECCION 30

Combinaciones del oxígeno con los demás elementos.—Nomenclatura química.—Denominación de los compuestos binarios del oxígeno con los demás elementos.—Nomenclatura de los anhídridos de los ácidos y de las bases.—¿Cómo cambian la terminación de los ácidos en las sales que forman?—Modificaciones establecidas en la nomenclatura de las combinaciones binarias oxigenadas.

Las combinaciones del oxígeno con los demás cuerpos simples, se denominan generalmente con el nombre de óxidos, no obstante, dentro de estos óxidos pueden haber los óxidos propiamente dichos y los anhídridos de los ácidos y de las bases; á medida que se irán estudiando las combinaciones del oxígeno con los demás cuerpos simples iremos señalando á cual de estos tres grupos corresponde el cuerpo de que se trate.

Al constituirse la química como ciencia se procuró formar un lenguaje algo general para denominar las especies químicas, lo cual ha constituido lo que se ha llamado nomenclatura química y por más que se ha procurado en esta obra no tratar las ideas generales hasta tanto que se hayan visto los hechos ó fenómenos de que se han de tratar; no obstante á medida que vaya viniendo

al caso se expondrán aquellas ideas más precisas que sean indispensables para solidar lo que se estudie y por lo tanto, por más que al final se expondrán las leyes de la nomenclatura química, apuntaremos ahora lo más indispensable á fin de que se entiendan algunos nombres.

Como se ha dicho, las combinaciones del oxígeno con los demás cuerpos simples, se denominan generalmente con el nombre de óxidos, cuando el cuerpo nuevamente formado es binario, como dentro de las combinaciones pueden los cuerpos combinarse en distinta proporción, esto es, unirse en cantidades diferentes entonces, se forma el nombre anteponiendo á la palabra *óxido* los numerales griegos mono ó proto (uno), di (dos), tri (tres) tetra, (cuatro) penta, (cinco) hexa, (seis). . etc., según las unidades que entren de oxígeno, tomando la cantidad que entren del otro elemento como unidad, así se dice protóxido de plata ($\text{Ag}_2 \text{O}$) porque el oxígeno no entra más que como á uno: en cambio $\text{Ag}_2 \text{O}_2$ se llamará bioóxido de plata porque el oxígeno entra como á dos: y así sucesivamente; cuando la proporciónes de 2 á 3 ó sea 1 del uno por 1 y $\frac{1}{2}$ de oxígeno, entonces se le denomina con el numeral latino *sesqui* ó *sexqui* como por ejemplo $\text{Cr}_2 \text{O}_3$ se llamará sexquióxido de cromo; no obstante los químicos abrevian esta nomenclatura haciendo terminar al otro elemento que no es oxígeno en, **OSO** *al menos oxigenado* y en **ICO** al más oxigenado así por ejemplo $\text{Hg}_2 \text{O}$ y HgO de estos dos compuestos de mercurio y oxígeno, por tener dos veces más de mercurio el $\text{Hg}_2 \text{O}$ se le llamará óxido mercurioso y el HgO que por contener menos mercurio que el anterior resulta más oxigenado, se le llamará óxido mercúrico.

conviene fijarse mucho en esas dos terminaciones y para hacerlo más gráfico las ponemos en esta forma.

O S O I C O
(poco) (mucho)

Los anhídridos de los ácidos y de las bases terminarán también en oso ó ico según sea la menor ó mayor proporción de oxígeno: como se verá más adelante los anhídridos de los ácidos, accionando con una molécula de agua se convierten en ácidos propiamente tales, así por ejemplo el anhídrido sulfúrico ($S O_3$) accionando con el agua ($H_2 O$) se convierte sumando sus elementos en $SO_4 H_2$ y esta es la fórmula del ácido sulfúrico.

Los ácidos terminan de la misma manera que el anhídrido de que proceden, esto es, en *oso* ó en *ico*: los ácidos dan origen á las sales, éstas cambian su terminación el oso en *ito* y el ico en *ato* así por ejemplo

Si el ácido termina en OSO la sal terminará en ITO

Acido cloroso	Cloritos
Acido sulfuroso	Sulfitos (1)
Acido selenioso	Selenitos
Acido nitroso	Nitritos
Acido fosforoso	Fosfitos

Del mismo modo

Si el ácido termina en ICO la sal terminará en ATO

Acido clórico	Clorato
---------------	---------

(1) Debería llamarse sulfurito pero en español hay las contradicciones de palabras por evitar disonancias y lo mismo sucede en algún otro como fosfito por fosforitos.

Acido bromico	Bromato
Acido yodico	Iodato
Acido sulfúrico	Sulfato
Acido selénico	Seleniato
Acido nítrico	Nitrato
Acido crómico	Cromato

Tanto en los anhídridos como en los ácidos cuando se han encontrado combinaciones menos oxigenadas que la que terminaba en *oso* entonces se ha antepuesto la palabra *hipo* (que significa debajo) así el anhídrido menos oxigenado que el cloroso se le denominará *hipocloroso*: cuando se encuentre un intermedio entre el terminado en *oso* y el terminado en *ico* entonces al terminado en *ico* se le añade la misma partícula *hipo* así el intermedio entre nítrico y nítrico se le denominará *hiponítrico* y cuando se encontrase otro más oxigenado que el terminado en *ico* se le antepone la partícula *per* o *hiper* así el anhídrido más oxigenado que el sulfurico se le denominará *persulfurico*, estas mismas denominaciones de los anhídridos se conservan también para los ácidos á que dan origen y los ácidos las transmiten también á las sales que forman así:

Anhídrido hipofosforoso	Acido hipofosforoso	Hipofosfitos
Anhídrido hipofosfórico	Acido hipofosfórico	Hipofosfatos
Anhídrido permangánico	Acido permangánico	Permanganatos

La misma denominación se dá á los demás óxidos aunque no sean anhídridos de ácidos ó bases con la única diferencia que en lugar de *hipo* se antepone la partícula *sub* y por lo tanto se denominará *subóxido* en lugar de *hipooxido* que sonaría muy mal.

LECCION 31

Se conocen combinaciones del oxígeno con el fluor.—Combinaciones del oxígeno con el cloro.—Fórmula, caracteres, preparación del anhídrido hipocloroso, anhídrido cloroso y peróxido de cloro.—Combinaciones del oxígeno con el bromo y el yodo.—Combinaciones del oxígeno con el azufre; fórmula, caracteres, preparación y usos de los anhídridos sulfuroso, sulfúrico y persulfúrico.

No se conocen por lo menos, como cuerpo aislado, combinación alguna del oxígeno con el fluor.

Con el cloro forma varios compuestos, siendo los principales el anhídrido hipocloroso, el anhídrido cloroso y el peróxido de cloro, habiendo algunos más que hasta ahora no han podido obtenerse aislados pero que su existencia es real lo prueban el que existen otros compuestos de los que forman parte estos desconocidos

Anhídrido hipocloroso Cl_2O . Es un cuerpo gaseoso; amarillo rojizo; olor fuerte é irritante; densidad 2'9 se descompone fácilmente con detonación y es por tanto muy difícil de manejar por lo peligroso, se prepara haciendo pasar una corriente de gas cloro seco por un tubo que esté rodeado de hielo y tenga dentro óxido mercuríco (el óxido de mercurio debe ser obtenido

por precipitación y desecado á una temperatura que no baje de 300°.)

Anhidrido cloroso $\text{Cl}_2 \text{O}_3$. Como se ve en la fórmula podría llamársele sexquióxido de cloro, es un cuerpo gaseoso verde amarillento, p. e. 2'5; como el anterior se descompone por la acción del calor en sus elementos cloro y oxígeno detonando con mucha facilidad; se prepara haciendo accionar el ácido nitroso con el ácido clórico para lo cual se introduce en un matraz ácido nítrico, anhidrido arsenioso y clorato potásico: debe procurarse que el calor sea lento al principio y después se recoge en seco como el cloro. Este anhidrido da origen al ácido cloroso del cual se forman los cloritos.

Peróxido de cloro $\text{Cl}_2 \text{O}_2$ ó bien considerando un átomo bicondensado $\text{Cl}_2 \text{O}_4$ es un cuerpo gaseoso amarillo que se liquida á -20° y á -75 se solidifica cristalizando; este gas se disuelve 20 veces en su volumen de agua y la luz lo descompone con detonación en sus elementos cloro y oxígeno: se prepara fundiendo primero clorato de potasa que se pulverizará después y enseguida se echa en ácido sulfúrico concentrado el cual ha de estar dentro de un matraz rodeado de una mezcla frigorífica: formada una pasta se calentará después con precaución en baño de maría y se recogerá el gas en seco mediante un tubo de desprendimiento.

No se conocen aislados los cuerpos que pueden formar el oxígeno con el bromo y aunque se habla de los ácidos hipobromoso, brómico y perbrómico, no se conocen sus anhídridos.

Con el yodo forma el anhidrido yódico y peryódico los cuales tienen por fórmula $\text{I}_2 \text{O}_5$ y $\text{I}_2 \text{O}_7$ que son

blancos y cristalinos y se preparan deshidratando los ácidos yódico y peryódico: por la acción del calor se descomponen en sus elementos, estos anhídridos.

Varios son los compuestos que forma el oxígeno con el azufre, unos conocidos y otros desconocidos; de los desconocidos se sabe que existen porque forman compuestos y de ahí el nombre de radicales que son todo cuerpo simple ó compuesto, aislable, ó no, que puede tomar parte en las dobles descomposiciones y trasladarse de un cuerpo á otro, por lo tanto, al primer óxido de azufre SO que hasta ahora no se le ha podido aislar, se le llama *radical thionilo* á la combinación siguiente: SO₂ radical sulfurilo, por más que á esta última se le conoce también con el nombre de *anhidrido sulfuroso*, mientras que el primero puede considerársele como el anhidrido hidrosulfuroso que debería llamársele hiposulfuroso y como no puede entrarse en más detalles en una obra elemental se tratarán sólo los muy conocidos é importantes.

Anhidrido sulfuroso SO₂ se le conoce también con el nombre de ácido sulfuroso anhidro, radical sulfurilo ó tufo de pajuelas: es un cuerpo gaseoso que se produce cuando se quema el azufre en el aire ó en una atmósfera de oxígeno; se liquida á la temperatura de -10° ó á la presión de tres atmósferas y se solidifica á -78° : pesa 32 kgras y se disuelve en el agua mediante el aparato de Woulf; blanquea las substancias de origen orgánico como las fibras vegetales, las sedas, las plumas, lanas etc.; un fenómeno muy curioso verifica el anhídrido sulfuroso líquido, pues si se le vierte en una plancha de platino enrojecida, se pone en estado esferoidal y

conserva en este estado una temperatura tan baja que puede congelar el agua y liquidar algunos gases: en estado líquido se evapora tan rápidamente que congela el mercurio y puede hasta solidificar algunos gases. por la acción del calor a la temperatura de 1.200° se descompone lo cual se hace introduciendo un tubo de porcelana cerrado por sus extremos y atravesando por su interior un tubo de metal plateado por el cual pasa una corriente de agua fría; por el espacio que media entre los dos tubos se hace pasar el anhídrido sulfuroso, el cual se descompone en azufre que forma sulfuro de plata que se reconoce por su color negro en la superficie del tubo plateado y el oxígeno desprendido se une al anhídrido sulfuroso que aun no se ha descompuesto transformándolo en anhídrido sulfúrico SO_3 ; el anhídrido sulfuroso no sirve para la combustión por lo cual se le aprovecha en la extinción de los incendios, sirve también como desinfectante y se le prepara echando en un matraz ácido sulfúrico y cobre en limaduras y mediante un tubo de desprendimiento se recoge en la cuba hidrargízo neumática si se quiere recoger en una campana ó se dirige el tubo de desprendimiento al aparato de Woulf; también puede obtenerse mediante una mezcla de azufre y bióxido de manganeso.

Se emplea en química como reductor y para la preparación de los sulfitos, en agricultura para quitar el acidez a las pipas de vino, en la industria para fabricar el hielo y para varios otros usos.

Anhídrido sulfúrico SO_3 : se llamó en otro tiempo sal volátil del aceite de vitriolo y actualmente se le conoce también con el de ácido sulfúrico anhídrido, óxido de sul-

furilo y otros; es un cuerpo sólido á la temperatura ordinaria, cristalización acicular y parecido á las fibras de amianto; dos veces más denso que el agua, se funde á 18° y hierve á los 50; y á mayor temperatura se descompone en anhídrido sulfuroso y oxígeno; tiene gran afinidad con el agua y cuando se echa algún cristalito en el agua, produce un ruido parecido al que ocasiona un hierro candente introducido en la misma, este anhídrido puede dar lugar á dos ácidos que son el disulfúrico ($S_2O_7H_2$) (humeante de Nonthausen) y el sulfúrico llamado también aceite de vitriolo (SO_4H_2). Se prepara: 1.°, deshidratando el ácido sulfúrico ordinario por medio del anhídrido fosfórico; 2.°, oxidando el anhídrido sulfuroso, el cual se hace pasar por un tubo que contenga óxido de cobre mezclado con oxígeno y mediante la acción del calor se combinan SO_2 más $O=SO_3$ el anhídrido sulfúrico combinado directamente con algunos óxidos metálicos puede dar lugar á sulfatos.

Anhídrido persulfúrico S_2O_7 es un cuerpo sólido á bajas temperaturas ordinarias cristaliza en agujas delgadas como el anterior y da también vapores blancos en el aire húmedo, uniéndose con el agua da lugar á la formación del ácido persulfúrico.

De otros anhídridos podría también hablarse pertenecientes unos á la serie tiónica y otros á la sulfúrica; pero dado su escasa importancia no nos ocuparemos de ellos.

Más numerosas son las combinaciones del oxígeno con el hidrógeno que con el nitrógeno y los hidrógenos de los otros elementos y los hidrógenos de los otros elementos.

LECCIÓN 32

Combinaciones del oxígeno con el selenio.—Fórmulas, caracteres y preparación del anhídrido selenioso, ¿existe el anhídrido selénico?—Combinaciones del oxígeno con el nitrógeno.—Fórmula, caracteres, preparación y usos del óxido nitroso, óxido nítrico anhídrido nítrico y peróxido de nitrógeno y anhídrido nítrico.

El selenio forma con el oxígeno dos anhídridos el selenioso y el selénico.

Anhídrido selenioso SeO_2 : se presenta sólido blanco y cristalizado en agujas prismático rectangulares; no se funde pues antes se volatiliza por el calor. Se prepara quemando el selenio en una atmósfera de oxígeno; con el agua da origen al ácido selenioso y este por su acción con los metales origina los selenitos.

El anhídrido selénico cuya fórmula sería SeO_3 no ha podido aislarse y por lo tanto no está estudiado; solo se conoce el ácido selénico que da origen a los selenatos.

Más numerosas son las combinaciones del oxígeno con el nitrógeno apesar de la escasa afinidad que hay entre ambos elementos y dos átomos de nitrógeno

pueden combinarse con 1, 2, 3, 4, 5 y 6 átomos de oxígeno formando

$N_2 O$ óxido nitroso

$N_2 O_2$ óxido nítrico

$N_2 O_3$ anhídrido nitroso

$N_2 O_4$ peróxido de nitrógeno ó gas hiponítrico

$N_2 O_5$ anhídrido nítrico

$N_2 O_6$, pernítrico (1)

Oxido nitroso $N_2 O$: también se llama protoxido de nitrógeno ó anhídrido hiponitroso: es un gas diafano que pesa 32 kritas y se liquida á 30 atmósferas de presión; á la baja temperatura de -88° hierve y á -100 se solidifica tomando un aspecto muy parecido á la nieve que echado en el agua en este estado produce un ruido parecido al hierro incandescente cuando se le hace la misma operación; se descompone por la electricidad y el calórico y si dentro de una campana llena de este gas se introduce una cerilla recién apagada pero con el pábilo incandescente reaparece la llama como en el oxígeno puro; como éste detona con el hidrógeno; no tiene olor, es algo respirable y de un sabor algo dulce. Se prepara calentando el nitrato amónico en un matraz ó retortaly mediante el tubo de desprendimiento se recoge en una campana en la cuba hidroneumática; ha de calentarse con precaución pues la producción á veces es tan rápida que puede explotar el recipiente, se emplea como anestésico y para obtener bajas temperaturas.

(1) Recuerdese este ejemplo para que después al tratar en la parte teórica de la ley de proporciones múltiples denominado de Dalton se expliquen estas relaciones constantes

Oxido nítrico, N_2, O_2 también se llama deutóxido ó bióxido de nitrógeno ó nitroxilo por más de que este radical nitroxilo se le representa por NO: es un cuerpo gaseoso á la temperatura ordinaria que se liquida á la temperatura de -11° y á la presión de 104 atmósferas, no se le conoce olor ni sabor; forma una mezcla detonante con el hidrógeno pero si los dos gases llegan separadamente á un tubo que contenga esponja de platino, ésta se pondrá incandescente y los dos gases se combinarán formando amoníaco y agua ó sea el alcalí volátil; este gas en contacto del aire ó en el oxígeno se sobreoxida convirtiéndose en peróxido de nitrógeno ó gas hiponítrico que es de un color rojizo y que produce los vapores llamados rutilantes que se desprenden cuando se introduce cobre en el ácido nítrico; se prepara introduciendo en un frasco de dos bocas ó en un frasco con un tapón con dos agujeros en el cual se introduce ácido nítrico; habiéndose antes introducido cobre en limaduras, hilo ó plancha y mediante el tubo de desprendimiento es recogido en una campana en la cuba hidroneumática; se le puede preparar como gran desinfecante colocando el ácido nítrico en una vasija (plato, taza, gicara, vaso etc.) y echándole unas cuantas monedas de cobre.

Anhidrido nitroso N_2, O_3 es un cuerpo muy inestable, por lo tanto por descomponerse muy facilmente no han podido estudiarse bien sus propiedades; no obstante se ha observado que es un líquido azul que hierve á $-1.^\circ$, tratado por el agua origina el ácido nitroso cuyo ácido da origen á los nitritos; se prepara condensado en un tubo en U los vapores que se desprenden al hacer

reaccionar el ácido nítrico sobre el almidón; los vapores nitrosos deben desecarse, mediante el aparato de cloruro cálcico y el tubo condensador rodearse de una mezcla frigorífica.

Peróxido de nitrógeno N_2O_4 : muchos autores consideran á este cuerpo como de moléculas dobles por lo cual escriben su fórmula ó notación N_2O_4 mientras que la primera se considera más bien como el radical nítrico; es un cuerpo líquido que hierve á 22° y se solidifica á -9° ; cambiando de color según la temperatura; no se descompone por la acción del calor al rojo y mediante el agua forma una mezcla de ácido nitroso y nítrico; con los hidratos metálicos resultan un nitrito y un nitrato; se prepara calentando el nitrato de plomo en una retorta y cuyo tubo de desprendimiento vaya á parar á otro tubo de mayor diámetro doblado en U en el que una de las ramas se haya afilado convenientemente; el tubo en U ha de estar colocado dentro de una mezcla frigorífica; se usa como gran desinfectante.

Anhidrido nítrico N_2O_5 : se le ha llamado también óxido de nitrilo; es un cuerpo sólido que cristaliza generalmente en prismas romboidales, no tiene color, se funde á 25° y hierve á los 46, destruye corroyendolas las substancias orgánicas; para prepararlo se pulveriza primero nitrato de plata y después se hace accionar con una corriente de cloro. El anhidrido nítrico con el agua da origen el ácido nítrico y este á su vez á los nitratos.

LECCIÓN 33

Combinaciones del oxígeno con el fósforo; fórmulas, caracteres, preparación y uso de los anhídridos fosforoso y fosfórico.—Combinaciones del oxígeno con el arsénico; fórmula, caracteres preparación y usos de los anhídridos arsenioso y arsénico.—Combinaciones del oxígeno con el cromo; fórmulas, caracteres, preparación y usos del óxido crómico, óxido cromoso crómico, bioóxido de cromo y anhídrido cómico.

El oxígeno con el fósforo forma menos combinaciones conocidas que con el anterior y no se estudiarán más que los anhídridos fosforoso y fosfórico; el primero tiene por fórmula P_2O_3 es sólido; blanco, despide olor á ajos y se volatiza muy fácilmente; absorbe en gran cantidad el vapor acuoso de la atmósfera y añadiéndole un poco de agua se convierte en ácido fosforoso, el cual origina los fosfitos.

Anhídrido fosfórico P_2O_5 : es muy parecido al anterior y puede dar lugar á tres ácidos que son:

P_2O_5 más $\text{H}_2\text{O} = 2(\text{P}\text{O}_3\text{H})$ ácido metafosfórico

P_2O_5 más $2\text{H}_2\text{O} = \text{P}_2\text{O}_7\text{H}_4$ ácido pirofosfórico

P_2O_5 más $3\text{H}_2\text{O} = 2(\text{P}\text{O}_4\text{H}_3)$ ácido ortofosfórico

según sea una á 1, 2, ó 3 moléculas de agua: este cuerpo se prepara quemando fósforo dentro de un α .

campana procurando que el aire esté bien seco, para arder el fósforo se ven unos densos humos blancos que se condensan formando un polvillo parecido á la harina y aquello es el anhídrido fosfórico; cuando se quiera obtener en mayor cantidad se dispondrá de manera que para que el fósforo pueda arder, entre, una corriente de aire muy seco: se usa mucho el anhídrido forfórico como deshidratante.

Lo mismo que en el anterior se conocen solo dos compuestos de oxígeno con el arsénico: los anhídridos arseniosos y arsénico.

Anhídrido arsenioso $As_2 O_3$: puede presentarse en dos estados que son el vitrio y el opaco ó en otros términos cristalizado y amorfo pudiendo este último pasar al primero fundiéndole á mayor presión que la ordinaria, cristalizando en forma prismática ó en octaedros y hasta teredros según la temperatura de enfriamiento: cuando cristaliza en el seno del ácido clorhídrico, se ven en el interior del líquido unas ráfagas luminosas que coinciden con la formación de los cristales; el peso específico varia en las dos variedades oscilando entre 3'3 y 3'7; es soluble en el agua, más el vitrio que el amorfo y á pesar de disolverse en el agua, no se conoce su ácido aunque si los arsenitos es muy venenoso y su antídoto son: el hidrato férrico y el óxido magnésico obtenido por precipitación; se prepara haciendo arder el arsénico en una atmósfera de oxígeno ó en el aire atmosférico y en lugar del arsénico alguno de sus compuestos como el mispickel (sulfo arseniuro de hierro.) Se emplea en análisis química, en medicina, en varias industrias para matar cucarachas y ratones y muy prin-

principalmente en taxidermia para preparar el jabón arseni-
 cál ó de Becœur (1).
 Anhidrido arsenico As_2O_5 es un cuerpo sólido á la
 temperatura ordinaria de color blanco y se presenta
 amorfo, el calor lo descompone en anhidrido arsenioso
 y oxígeno; la misma operación verifican los cuerpos
 reductores y como el anhidrido fosfórico dá lugar á
 tres ácidos que tienen las mismas fórmulas que sus aná-
 logos del fósforo y que se denominan metársenico, pi-
 roarsénico y oro arsenico.

Por ser poco importantes en elementos de química
 las combinaciones del molibdeno y vanadio con el oxí-
 geno na se hará mención de ellas.

Muchos son los compuestos del oxígeno con el cro-
 mo y debe advertirse antes, que el cromo es de aque-
 llos metales que entran en las combinaciones con átomo
 sencillo ó doble, al primero se le llama cromoso y al se-
 gundo crómico de los muchos compuestos conocidos
 unos y desconocidos otros se describirá solo el óxido
 crómico; el óxido cromoso crómico, el bioxido de cro-
 mo y el anhidrido crómico.

Oxido crómico Cr_2O_3 se le llama también sesqui-
 óxido y viene á ser el óxido del crómico; es un cuerpo
 sólido á la temperatura ordinaria de color verde se
 presenta generalmente cristalizado en romboedros y á
 veces se encuentra formando un polvo de color más
 obscuro, se funde por la acción del calor; puede formar
 tres hidratos que son el monohidrato, bihidrato y trihi-

(1) Véase prácticas en Historia Natural del autor pági-
 na 49 y siguientes.

drato crómicos, puede prepararse calcinando el cromato mercurioso ó bien calcinando una mezcla de bicromato potásico y flor de azufre en cuyo caso se forma sulfato potásico soluble en el agua y por lo tanto echando agua al producto de la calcinación quedará el óxido crómico precipitado: se usa en la pintura así como otros productos del cromo.

Oxido cromoso crómico Cr_3O_4 : es un cuerpo sólido á la temperatura ordinaria; no cristaliza ni se presenta indiferente á la acción de la aguja magnetica.

Bióxido de cromo Cr O_2 : calentando suavemente el nitrato de cromo se obtiene una masa esponjosa que resulta ser de este cuerpo.

Anhidrido crómico Cr O_3 : es un cuerpo sólido á la temperatura ordinaria, que forma cristales de licuescen-tes de color rojo, es por tanto muy soluble en el agua; es un cuerpo muy oxidante y vertiendo sobre unos cris-tales de este cuerpo, alcohol concentrado ó eter, arde transformándose en óxido crómico.

LECCIÓN 34

Compuestos binarios del biógeno con el carbono.—Oxido de carbono su fórmula, caracteres, obtención y usos.—Anhídrido carbónico, fórmula, caracteres; experimentos á que se presta; su estado en la naturaleza, su obtención: fabricación de gaseosas; usos.

Poco importantes son para una obra elemental los compuestos del oxígeno con el tungsteno, pero en cambio tienen bastante importancia los del carbono.

El carbono forma dos compuestos con el oxígeno que son aislables y que no necesitan de los otros elementos químicos para formar cuerpos estables, estos dos compuestos son el óxido de carbono y el anhídrido carbónico.

Oxido de carbono CO : es un cuerpo gaseoso que pesa 14 kgras y que se liquida á 50 atmósferas de presión y enfriamiento de -130° ó á 300 atmósferas de presión y -29° ; á elevadas temperaturas ó por la acción de la electricidad dos moléculas de este gas se descomponen en anhídrido carbónico y polvillo negro de carbono: se combina directamente con el cloro para lo cual basta llenar un matraz de agua en la cuba hidroneumática á fin de llenarlo, la mitad de óxido de carbono y la otra

mitad de cloro y exponiéndolo á la acción de la luz se combinarán ambos gases, formando un cuerpo que se llama cloruro de carbónico ó *gas fosfogeno* y que ocupará solo un volúmen igual á la mitad de la mezcla; se prepara colocando en un matraz ácido oxálico y ácido sulfúrico, el tubo de desprendimiento del matraz irá á parar á un frasco de tres bocas que contenga una lechada de cal y el tubo de desprendimiento del frasco á la cuba hidroneumática en donde se recojerá en campanas ó probetas; se emplea como gran desoxidante ó reductor.

Anhidrido carbónico CO_2 : es un cuerpo gaseoso que pesa 22 kritas que se liquida á 0° y 36 atmósferas de presión; teniendo en este estado una densidad de 0'940; por ser más denso que el aire puede trasbasarse de una probeta á otra, pudiendo, debido á su densidad, hacerse varios experimentos como el que se sostengan á cierta altura dentro de una campana las pompas de jabón para lo cual basta llenar hasta la mitad una campana invertida de este gas y tapándola con cartón agujereado introducir el tubo en el cual soplando se hayan de desprender las borbuja de jabón y retirando el tubo con cuidado quedarán flotando dentro de la campana en el anhidrido carbónico; si dentro de una probeta se coloca una vela encendida y se trasiega á ella anhidrido carbónico al llegar éste á la altura de la llama, ésta se apagará: su atmósfera es irrespirable pero los casos de asfisia tanto en los animales aéreos como en los acuáticos más es producida por la falta de oxígeno que por la cantidad de anhidrido carbónico y éste puede estar en mayor cantidad de lo que antes se creía con

tal no se haya formado á espensas del oxígeno del recinto y haya por lo tanto oxígeno respirable, (los asfiados por el anhídrido carbónico suelen ser tratados con inalaciones de gas amoniaco). Se encuentra en la naturaleza completamente libre en la atmósfera, en cantidades diferentes que dependen de varias causas, en algunas comarcas se desprende de grietas del suelo como en el Valle de la Muerte (Isla de Jaba) y en la gruta del perro (cerca de Nápoles) hasta el punto que por existir en gran cantidad el anhídrido carbónico y ser éste más denso que el aire hay hasta cierta altura una capa apenas oxígeno por lo cual los seres que tenga la abertura respiratoria colocada á poca altura como un perro, un niño etc. mueren por asfisia: se encuentra también disuelto en muchas aguas, las cuales cuando esta es gran cantidad tienen un sabor acidulo; se desprende también en gran abundancia en muchas fermentaciones como en la vñica, panificación, etc. y en la respiración animal tanto aérea como acuática; el anhídrido carbónico no forma un verdadero ácido por más que funciona como tal cuando va acompañado de vapor acuoso ó está dieuelto en las aguas, lo que existe sí, son los carbonatos y bicarbonatos; se prepara introduciendo en un frasco de dos bocas pedacitos de carbonato cálcico ó cualquier otro carbonato y ácido clorhídrico ó cualquier otro ácido y un poco de agua para que disuelva lá sal que se forma y mediante el tubo de desprendimiento se recojerá en una campana ó probeta en la cuba hidroneumática: en verano suele tomarse el agua que tenga en disolución el anhídrido carbónico que también se le llama agua de Sels y cuando tiene

otra preparación que la dulcifique se llama gaseosa; soda y otros muchísimos nombres; pueden prepararse muy fácilmente echando en un vaso, medio lleno de agua, un poco de ácido cítrico ó tartárico y en otro en las mismas condiciones una cantidad igual de bicarbonato de sosa, cuando se ve que están disueltos ambos cuerpos en sus líquidos respectivos, se mezclan el contenido de los dos vasos y una gran efervescencia da á comprender que se forma mucho anhídrido carbónico; existen jarras, botellas y otros aparatos para la fabricación casera del agua de Sels: se emplea en los laboratorios de química para producir atmósferas artificiales, en Medicina disuelto en agua; es muy conveniente su estudio en agricultura por ser un gran disolvente y contribuir á la asimilación de los vegetales; se emplea recientemente en la síntesis orgánica.

LECCIÓN 35

Combinaciones del oxígeno con el bozo.—Anhidrido bórico fórmula, caracteres, preparación y usos.—Anhidrido silícico; fórmula, caracteres y aplicaciones —Compuestos del oxígeno con el antimonio; fórmulas, caracteres y preparación del anhídrido antimonioso, tetróxido de antimonio y anhídrido antimónico.

La combinación del oxígeno con el boro se denomina anhídrido bórico B_2O_3 el cual es un cuerpo sólido, amorfo, incoloro, diáfano como el vidrio, perdiendo esta propiedad muy pronto y convirtiéndose en una masa de color opalino; peso específico 1'80, se funde por la acción del calor y cuando está fundido tiene la propiedad de disolver muchos óxidos metálicos, razón por lo cual se emplea en análisis mineralógicos: se prepara deshidratando por el calor el ácido bórico, operación que se hace en un crisol de platino y cuando está fundido se echa en un crisol de plata, da origen al ácido bórico y éste á los boratos y biboratos.

Al anhídrido silícico Si O_2 es sólido, generalmente incoloro por más que puede tener varias coloraciones que si es violado se llama falsa amatista, amarillo falso topacio, si rojo, jacintos de Compostela y si completa-

mente diáfanos, cristal de roca; cristaliza en prismas hexagonales apuntados por sus bases y cuando amorfo se le denomina cuarzo hialino, si es diáfano, cuarcita, pedernal, piedra de chispa, arena y otros muchos nombres, por más que el químicamente puro es el cristalizado y diáfano; peso específico varía entre 2'1 y 2'7, tiene dureza característica que representa el 7 de la escala de Mors, resiste grandes temperaturas sin fundirse y solo á la llama oxídrica ha podido reducirse á un estado pastoso; pero hasta ahora no ha podido descomponerse ni por el calor ni por la electricidad. Las aplicaciones que se hacen del anhídrido silícico, son muchas y muy variadas, así el cristal de roca se emplea para la construcción de lentes especialmente para los aparatos destinados al estudio de la polarización de la luz; las agatas para objetos de adorno, para sostener el fiel de las balanzas de precisión, para morteros, para los análisis mineralógicos; las arenas para la fabricación de vidrio para argamasas y otros muchísimos usos: este anhídrido da lugar á varios ácidos los cuales ocasionan los múltiples silicatos de los que la naturaleza presenta variadísimos ejemplos.

Poca importancia tienen los compuestos del oxígeno con el colombio ó niobio y con el titano y así es que se dejará de tratarlos para ocuparse de los compuestos que forma el oxígeno con el antimonio que son muy parecidos á los que forma con el nitrógeno el fósforo y el arsénico, pero nos ocuparemos solo de los anhídridos antimonioso y antimónico y su intermedio el tetróxido de antimonio, mineral que ha inmortalizado el nombre de una población gollega Cervantes del



distrito de Becerreá provincia de Lugo y que lleva el nombre de Cervantita.

Anhidrido antimonioso $Sb_2 O_3$: se encuentra en la naturaleza con el nombre de valentinita presentándose sólido, cristalizado en prismas rectos de base rómbica ó en octaedros de color blanco nacarado que amarillean por la acción del calor y si este es más intenso arde con suma facilidad transformándose en tetróxido; da lugar al ácido metantimonioso, el cual origina los antimonitos; se prepara calentando el antimonio en un crisol al que se le hayan hecho agujeros y tapándole con otro crisol mayor que se haya agujereado también á fin de que pueda establecerse una corriente de aire; cuyo oxígeno se combinará con el antimonio dando unos vapores que se condensarán en el crisol superior y que se denominan flores argentinas de antimonio.

Tetróxido de antimonio $Sb_2 O_4$: se presenta en la naturaleza formando el mineral llamado cervantia, es de color blanco algo amarillento, pero que como el anterior acentua su colorido por la acción del calor, no es soluble en el agua y se prepara calentando cualquiera de los dos anhidridos, pues por la acción del calor, el uno adquiere un átomo más de oxígeno mientras que el otro lo pierde.

Anhidrido antimónico $Sb_2 O_5$: de caracteres parecidos á los anteriores se distingue de ellos por no disolverse en los ácidos, da lugar á varios ácidos, meta, piro y orto antimónicos aun que el último de tan inestables que es, no ha podido aislarse, dan origen estos ácidos á los antimoniatos.

LECCIÓN 36

Ligera idea de los anhídridos teluroso y telurico.—Idem del anhídrido aurico y óxido auroso.—Óxido hidrico; estados en que puede presentarse. Agua en estado de vapor; fenómenos que produce en la atmósfera.

El oxígeno con el teluro dan los dos anhídridos *teluroso* Te O_2 que al fundirse con un hidrato obra como ácido dando lugar á los teluritos y se prepara quemando el teluro en el aire y el anhídrido telurico Te O_3 que presenta un color amarillo descomponiéndose por el calor quedando como residuo el anhídrido anterior; da lugar al ácido telurico el cual origina los teluratos.

El oxígeno con el oro forma como más importante el anhídrido aurico y el óxido auroso, es el *anhídrido aurico* $\text{Au}_2 \text{O}_3$ un polvo de color oscuro que se descompone en sus elementos por el calor, no lo disuelve el agua ni los oxácidos aunque con los hidrácidos acciona para formar las sales correspondientes; con el amoníaco forma el oro fulminante, cuerpo muy explosivo; hidratando el anhídrido aurico podrán obtenerse con él los auratos, cuerpos hasta hoy poco estudiados; el *óxido auroso* $\text{Au}_2 \text{O}$ se presenta como el anterior for-

mando un polvo, aunque de color violado y tambien como el anterior no se le concede gran importancia.

El cuerpo más importante de la química tanto inorgánica como orgánica y biológica es el agua compuesto el más estable que forma el oxígeno con el hidrógeno y cuya formula es H_2O la cual indica que están combinados dos átomos de hidrógeno con uno de oxígeno; se la ha dominado también protóxido de hidrógeno ú óxido hidrico; se presenta en los tres estados de sólida, líquida y gaseosa dependiendo principalmente de la temperatura á escepción de la que está en la atmósfera que siempre permanecerá en estado de vapor mientras no traspase el límite de saturación del aire que entonces se condensará y estará ya sujeta á las influencias termométricas. Cuando se unen dos volúmenes de hidrógeno y uno de oxígeno queda constituida el agua desarrollando la combinación 33.808 calorías y ocupa un volúmen 1700 veces mayor que cuando está líquida, no obstante debe tenerse en cuenta la tensión del vapor que aumenta con la temperatura y que equivale á una atmosfera cuando esta es de 100, aumentando progresivamente la presión con la temperatura y disminuyendo tan pronto como esta cese; el vapor de agua produce varios fenómenos en la atmósfera pues al condensarse puede hacerlo depositándose en estado líquido sobre los cuerpos, ocasionando el fenómeno llamado rocío que si llega á congelarse se denomina escarcha; puede adquirir también el estado vesicular haciendose entonces visible como lo es formando las nubes, el humo blanco de la locomotora y en invierno el vapor acuoso que se produce en la respiración animal, al salir de un reci-

piente más cálido (los pulmones) se condensa también en estado vesicular, razón por lo cual se hace visible; al perder el estado vesicular por unirse unas vesículas á otras, constituye la lluvia y si antes de desprenderse en lluvia se congela, puede precipitarse en forma de granizo ó nieve.

LECCIÓN 37

El agua en estado líquido; coloraciones que presenta en grandes masas; caracteres.—Agua en estado sólido; sus caracteres.—Propiedades químicas del agua; experimentos demostrativos sobre la solubilidad de los gases en el agua.—Estado en la naturaleza y usos del agua.

En estado líquido no tiene color cuando está en pequeñas masas, pero en grandes masas como en los estanques, lagos y el mar muchas veces presenta color azulado y otros colores como al verdoso, el amarillento que á más de depender de la reflexión, segun sea el estado de la atmosfera, depende también de las partículas que tenga en suspensión y muy principalmente los colores verdoso y amarillo son debidos á los microorganismos que según sea el estado eléctrico de la atmosfera entran en mayor actividad y pululan con más abundancia, hecho que he tenido muchas ocasiones de comprobar en los acuarios y que prueba por lo tanto esta opinión; tanto su calórico específico como su densidad se toman como á tipo para medir la de los otros cuerpos, razón por la cual equivale á la unidad; una columna aproximadamente de diez metros equivale á una atmósfera de presión y por lo tanto dividiendo por diez metros cualquier profundidad del mar, se sabrá la presión que radica en aquel sitio dato muy importante para la química biológica, pues hoy la biología toda se estudia principalmente en los seres marinos; conduce mal el calórico y la electri-

cidad por eso para calentarla ha de colocarse el foco colorífico debajo de la vasija que contenga el agua y solo en este caso por la renovación de capas que al calentarse se hacen menos densas y ascienden á la superficie, es como puede lograrse que se caliente el agua en su totalidad; su temperatura de ebullición y solidificación al nivel medio del mar y en día despejado es también típico y sirve para la construcción de los termómetros para marcar el cero y los 100°.

Al bajar el agua de la temperatura de los 0° generalmente se solidifica aumentando entonces de volumen y disminuyendo la densidad, denominándose vulgarmente hielo que es un cuerpo diáfano y vítrio por más que otras veces puede presentarse cristalizado en el sistema rómbico en prismas exagonales que se agrupan de diversos modos pero con tendencia casi siempre á una forma radial á manera de estrella; para liquidarse necesita absorber 79 calorías.

El agua es el cuerpo que disuelve más substancias, para disolver los gases se usa generalmente el aparato de Woulf (1) y á estas disoluciones se les denomina generalmente hidratos ó hidratados: hay gases que tienen tanta afinidad para el agua como el ácido clorhídrico ó el amoníaco que hasta ha de irse con cuidado al manejar campanas llenas de estos gases, de ponerlas en comunicación con el agua pues esta entraria con tal fuerza al interior de la campana que llegaría á romperla y muchas veces á herir las manos del operador; un experimento muy curioso puede verificarse y que puede ser de gran efecto

(1) Recuérdese el aparato de Woulf fig. 29 pág. 119.

ya por verse aparecer un surtidor dentro de una botella, ya por cambiar de color el líquido dentro de la misma, es muy fácil la manera de operar: dentro de una copa se introduce mercurio y después en otro frasco se ha llenado de gas clorhídrico y colocando en la boca del frasco un tapón agujereado por el cual atravesará un tubo afilado una de sus puntas y destapada también su otro extremo; en esta disposición se introduce la botella boca abajo al interior de la copa que contenía mercurio, de manera que la extremidad del tubo se sumerja en él, en seguida podrá echarse en la copa agua que tenga en disolución tintura de tornasol que será por lo tanto de un color azulado y levantando el frasco hasta que la porción sumergida en el mercurio penetre en el otro líquido y entonces se precipitará en el interior del frasco á manera de surtidor cambiando el rojo en color azul.

Muy abundante se presenta el agua en la naturaleza, el mar es el gran depósito del agua, al evaporarse entra á formar parte de la atmósfera y al condensarse nuevamente cae en la superficie terrestre en forma de lluvia ó nieve generalmente para deslizarse unas veces dando origen á los rios que reintegran el agua al mar ya filtrándose por los terrenos adquiriendo á veces sustancias en disolución constituyendo las aguas potables ó minerales según los casos, así es que para obtenerla pura es preciso destilarla; muchísimas son las aplicaciones del agua como alimento, como baños; para limpieza para riegos, como fuerza motriz, como disolvente y otros muchísimos que se podría citar y que el mismo sentido común indica.

LECCIÓN 38

Bióxido de hidrógeno; su fórmula, sinonimia; descripción de sus caracteres; anomalías que presenta como especie química; opinión probable para explicar estos fenómenos.—Preparación y usos del agua oxigenada.—Anhidrido ósmico; su preparación y usos.—Combinaciones del oxígeno con el platino.—Óxido platinoso; su fórmula y diversos modos como puede expresarse; sus caracteres y preparación.—Óxido platínico; fórmula, caracteres químicos, preparación y usos.

Bióxido de hidrógeno $H_2 O_2$: Se le conoce también por agua oxigenada; á la temperatura ordinaria es líquida é incoloro, esto es, diáfano, se presenta algo espeso de una consistencia siruposa tiene sabor astringente y metálico; densidad 1'45; el calor la descompone en agua y oxígeno siendo por tanto muy inestable; ataca la piel produciendo unas manchas blanquecinas, descolora las substancias vegetales y presenta fenómenos muy raros pues unas veces obra como oxidante como con el salénio, arsénico, aluminio, magnesio que se oxidan y otros óxidos que se peroxidan; otras veces algunos óxidos en presencia del agua oxigenada se descomponen (como el de plata) llegando á producir una explosión por la gran cantidad de oxígeno que

se desprende de uno y otro cuerpo y por último hay cuerpos que sin ellos descomponerse basta su presencia en el agua oxigenada para descomponerla, citándose entre ellos el carbón, la esponja de platino, la plata, bióxido de manganeso y hasta algunos orgánicos como la fibrina, no pudiéndose explicar científicamente la variedad de estos fenómenos, aunque hay algunos autores que suponen que los dos átomos de oxígeno que constituyen este compuesto están electrizados inversamente.

Se prepara colocando un vaso que contenga ácido clorhídrico en una mezcla frigorífica y después se va vertiendo una papilla hecha con agua y bióxido de bario: en estas condiciones se le echará ácido sulfúrico hasta precipitar el bario que lo hace en sulfato barico insoluble que se le separa por filtración; al líquido filtrado se le echa nueva papilla de bióxido de bario repitiéndose la operación anterior unas cuantas veces y por último se separa el cloruro barico por el sulfato de plata que forma dos cuerpos insolubles que son: cloruro argentico y sulfato barico y que por filtración se les podrá separar facilmente y se concentrará el líquido en el bacio de la máquina neumática colocando ácido sulfúrico el cual absorverá el exceso de agua que tenga el bióxido de hidrógeno. Se usan en química muchas veces como reactivo; para restaurar cuadros viejos en negrecidos por la acción del ácido sulfhídrico que en mayores ó menores cantidades existe en la atmósfera; en medicina; en la industria por su propiedad de blanquear muchas substancias orgánicas y finalmente en biología para oxigenar el agua de los acuarios cuando esta se halle falta de oxígeno.

De las combinaciones del oxígeno con el ósmio la más importante es el anhídrido ósmico descrito ya en las páginas 67 y 68; se prepara calentando el osmio hasta el rojo intenso en una corriente de aire.

Poco importantes son las combinaciones del iridio (1) con el oxígeno pero en cambio con el platino (2) forma dos compuestos principalmente los óxidos platinoso y platínico.

Oxido platinoso $Pt_2 O_2$: También se le llama protóxido de platino; se presenta en polvo y de color violado que se descompone por el calor, forma un hidrato denominado también platinoso y cuya fórmula puede escribirse de varias maneras $Pt_2 O_4 H_4$ ó bien $(H O)_4 Pt_2$ y considerando como átomo sencillo $Pt O_2 H_2$ ó bien $(H O)_2 Pt$ cualquiera de estas cuatro fórmulas representa el hidrato platinoso, del cual calentándolo pierde agua y se transforma en su anhídrido de base.

Oxido platínico $Pt O_2$ llamado también bióxido de platino ó anhídrido (para unos ácido para otros básico) platínico; es un polvo negro insoluble en el agua y que se descompone en sus elementos por la acción del calor; accionando con algunos ácidos forma sales platínicas razón por la cual muchos autores lo consideran como hidrato y accionando con algunas bases forma platinatos; se prepara deshidratando su hidrato y se emplea en química para la formación de algunos compuestos de platino.

(1) Véase iridio pág. 53.

(2) Véase platino pág. 74.

LECCIÓN 39

Combinaciones del oxígeno con el mercurio; fórmula, caracteres y usos de los óxidos mercurioso y mercuríco.—Combinaciones del oxígeno con la plata; fórmula, caracteres y preparación del protóxido y del bióxido de plata.—Combinaciones del oxígeno con el cobre; fórmula, caracteres, preparación y usos de los óxidos cuproso y cúprico.—Combinaciones del oxígeno con el bismuto; fórmula, caracteres y preparación del óxido bismútico, tetroxido bismútico y anhídrido bismútico.

El mercurio tiene dos óxidos el mercurioso y el mercuríco.

Oxido mercurioso Hg_2O también se le ha llamado oxidulo de mercurio; se presenta en un polvo oscuro casi negro siendo un cuerpo muy inestable pues el calor y la luz lo descomponen con gran facilidad, quedando reducido el mercurio y convirtiéndose el resto en óxido mercuríco; se prepara haciendo accionar la potasa con una disolución acuosa de nitrato mercurioso.

Oxido mercuríco HgO se le ha llamado también precipitado rojo, precipitado perse y otros muchos; tiene un color rojo de grana y según sea su preparación algo amarillento; se descompone aunque no tan fácilmente

como el anterior por la acción de la luz y del calórico, es un gran oxidante despidiendo en algunas combinaciones luz y calórico pudiéndose formar con él explosivos muy enérgicos: se prepara por vía seca ó por vía húmeda, en el primer caso calentando en baño de arena una cápsula con nitrato mercúrico y en el segundo precipitando por la potasa una sal mercúrica, se usa en medicina y en los laboratorios de química para preparar otros cuerpos.

La plata con el oxígeno forma varios compuestos el protóxido y el bióxido de plata más importantes por más que se citan otros como un subóxido.

El protóxido Ag_2O se presenta generalmente en polvo de color oscuro y por la acción del calor se descompone en sus elementos; separa al óxido de cobre de sus sales para formar nuevos compuestos y con los ácidos forma las sales de plata; por la acción del amoníaco se forma la llamada plata fulminante, cuerpo muy explosivo como lo es en el amasamiento del protóxido de plata con el sulfuro de antimonio, el fósforo amorfo y el azufre; se supone que este óxido forma un hidrato cuya fórmula sería H O Ag ; se prepara echando potasa a una disolución de una sal argéntica. El bióxido Ag_2O_2 suele presentarse cristalizado de color negro y se prepara haciendo accionar la plata metálica con el oxígeno electrizado.

El cobre (1) forma varios compuestos el subóxido Cu_4O , el óxido cuproso Cu_2O , el óxido cúprico CuO y el peróxido de cobre CuO_2 primero y último tienen poca importancia.

(1) Véase la pág. 32.

Oxido cuproso se le halla nativo en la naturaleza, cristaliza en el sistema cúbico por más que generalmente se presenta en polvo de color rojo fuerte, tiene una densidad de 5'80 y los reductores enérgicos dejan libre el metal no es soluble en el agua pero si en la pasta fundida del vidrio á la cual le da un tinte de un color rubi; se prepara precipitando por la potasa una disolución de una sal cuprosa.

Oxido cúprico denominado tambien óxido negro de cobre, es de los oxidantes que más se usan principalmente en los análisis de química orgánica: generalmente se presenta en polvo negro, por más que puede cristalizar en el sistema ortorrómbico; el calor lo descompone en parte y por su acción puede ceder su oxígeno al hidrógeno para formar agua, al carbono anhídrido carbónico y á otros; precipitando una sal cúprica por la potasa se forma un hidrato, el cual es muy inestable y se convierte en el óxido cúprico, por este medio puede prepararse facilmente; se usa en los mismos análisis mineralógicos y en los estuches suele haber un frasquito con esta substancia.

Las combinaciones del oxígeno con el bismuto (1) son varias entre ellas el protóxido $\text{Bi}_2 \text{O}_2$ un trióxido ó sesquióxido $\text{Bi}_2 \text{O}_3$ el tetraóxido $\text{Bi}_2 \text{O}_4$ y el pentóxido llamado tambien anhídrido bismútico $\text{Bi}_2 \text{O}_5$ que por ser poco importante el primero nos ocuparemos sólo de los tres últimos.

Oxido bismútico se ha llamado también ocre de bismuto, es de color amarillo que aumenta su intensidad por la acción del calor p. e. 8'25 insoluble en el agua

(1) Véase bismuto pag. 19.

aunque si en los ácidos para formar sales; se prepar calentando el bismuto metálico á fuertes temperaturas ó bien precipitando el hidrato en un exceso de potasa y haciéndolo hervir en la misma legía.

El *tetróxido bismútico* llamado también óxido intermedio de bismuto ó bismutato de bismuto resulta de calentar el anhídrido bismútico por cuya operación pierde oxígeno.

El anhídrido bismútico ó pentóxido de bismuto se presenta amorfo, de color pardo y con el agua forma el ácido bismútico ó por otros metabismúticos.

LECCIÓN 40

Combinaciones del oxígeno con el estaño; fórmulas, caracteres y preparación del óxido estannoso y del anhídrido estánnico.—Combinaciones del plomo con el oxígeno; breve noticia del subóxido de plomo; fórmulas, caracteres, preparación y usos del óxido plúmbico, anhídrido plúmbico y óxido intermedio de plomo.—Combinaciones del oxígeno con el magnesio; fórmula, caracteres, preparación y usos del óxido magnésico.

El oxígeno con el estaño forma dos compuestos bien conocidos el óxido estannoso y el óxido estánnico.

Oxido estannoso $\text{Sn}_2 \text{O}_2$ llamado también protóxido de estaño, pues puede escribirse la fórmula Sn O suele presentarse en varios aspectos según su preparación variando en la forma y el color; se desprende de él con mucha facilidad el oxígeno quedando libre el estaño; arde con suma facilidad transformándose en anhídrido estánnico; con el agua forma un hidrato que con los ácidos actúa como base formando sales estannosas y con las bases actúa como ácido formando estannitos. Se prepara el óxido estannoso deshidratando su hidrato.

Anhídrido estánnico Sn O_2 llamado también bióxido de estaño; cristaliza en octaedros constituyendo la es-

pecie mineralógica llamada *casiterita*; p. e. 6'96; como el anterior puede actuar unas veces de ácido y otras de base, pero de todos modos da origen á varios ácidos entre ellos el metaestánico y otros denominados poliestánicos y de los que se hablará más adelante. Se prepara este anhidrido deshidratando cualquiera de los ácidos estánicos ó bien calentando el estaño fundido hasta el rojo y facilitando la oxidación por una agitación prolongada; en este último caso se presenta en polvo de color gris que se le llama patea de estaño.

Las combinaciones del plomo con el oxígeno empujezan por un subóxido al que sigue un protóxido, un bióxido y un óxido intermedio.

Subóxido de plomo Pb_2O es simplemente la capa grisácea que cubre las planchas de plomo, empañando su brillo é impidiendo algunas reacciones del plomo metálico.

Oxido plúmbico Pb_2O_2 ó sea PbO llamado también protóxido de plomo, cal de plomo, masicot y algunos otros; se presenta generalmente formando un polvo amarillo; se disuelve poco en el agua sola, pero en bastante cantidad si está azucarada; p. e. 9'4; se funde á bastante temperatura liquidándose y al solidificarse adquiere color rojo ó amarillo según sea rápido ó lento el enfriamiento, llamándose en este nuevo estado litergírio pudiéndose presentar cristalizado. Se prepara fundiendo el plomo de modo que presente mucha superficie y procurando favorecer la oxidación con una corriente de aire; puede también prepararse calcinando el nitrato ó el carbonato de plomo.

Anhidrido plúmbico PbO_2 llamado también bióxido

de plomo ó peróxido, óxido pulga, ácido plúmbico por los dualistas y en mineralogía plattnerita pues se encuentra cristalizado en prismas exagonales y de color oscuro casi negro; desprende oxígeno por la acción del calor y es un oxidante muy enérgico, pudiéndose hacer un experimento pues triturándolo con un poco de azufre lo inflama; con el ácido clorhídrico deja en libertad el cloro y lo mismo con los demás hidrácidos.

Se prepara haciendo hervir en una cápsula ácido nítrico y minio en cuya reacción se forma nitrato de plomo, agua y el anhídrido plúmbico que se deposita en el fondo de la capsula; se emplea para la fabricación de cerillas fosfóricas y en química se usa también bastante.

Oxido intermedio $Pb_3 O_4$ ó como lo ponen otros autores $Pb O_4$ Pb_2 resulta de la unión de los dos anteriores en proporciones distintas y por lo tanto sumando 2 $Pb O$ con $Pb O_2$ resulta la notación química de este cuerpo llamado también plumbato plúmbico y vulgarmente minio; se presenta generalmente en polvo de un color rojo que por la acción del calor desprende oxígeno y aunque en menores proporciones se verifica también este fenómeno por la acción de la luz; no es soluble en el agua pero puede accionar con los ácidos separándose el anhídrido plúmbico y formándose las sales correspondientes al ácido que se haya usado; se prepara haciendo accionar dos disoluciones una de plúmbito potásico y otra de plumbato del mismo metal ó bien haciendo oxidar más el masicot á elevadas temperaturas y una corriente de aire; se usa en pintura, para la fabricación de mastics ó masillas y otros varios usos.

El magnesio con el oxígeno forma una combinación muy importante que es el óxido magnésico MgO llamado vulgarmente magnesia calcinada, se presenta en polvo blanco; con el agua forma un hidrato; por la acción del calor a elevadas temperaturas se pone incandescente desarrollando gran cantidad de luz y sumamente brillante; neutraliza la acción de los ácidos más enérgicos y se prepara calcinando el hidrógeno-carbonato magnésico ó alguna otra sal de magnesio. Se emplea en medicina como antídoto de los venenos ácidos, como purgante y para ciertas enfermedades del estómago.

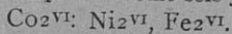
LECCIÓN 41

Combinaciones del oxígeno con el cobalto; fórmulas, caracteres, preparación y usos de los óxidos, cobaltoso y cobáltico.—Combinaciones del oxígeno con el níquel; fórmulas, caracteres y preparación de los óxidos níqueloso y níquelico.—Combinaciones del oxígeno con el hierro; fórmulas, caracteres, preparación y usos del óxido ferroso, del óxido férrico y del óxido ferroso férrico.

Varias son las combinaciones del oxígeno con el cobalto pero las más importantes son: los óxidos cobaltoso y cobáltico (1).

Oxido cobaltoso CoO denominado también protoxido de cobalto, se presenta generalmente formando un polvo verdoso que se altera por la acción del calor en contacto del aire, absorbiendo oxígeno y transformándose en óxido intermedio; se prepara calcinando el carbonato ó hidrato de cobalto en un crisol tapado y se emplea en el análisis mineralógico por su propiedad de disolverse en el borax fundido y por el color de las perlas se reconocen otros óxidos.

(1) Debe advertirse que el cobalto y los dos que le siguen níquel y hierro pueden obrar con dos atomicidades diferentes terminando en osum ú oso la atomicidad divalente sea que su átomo vale como dos y se termina en icum ó ico cuando su atomicidad equivale como seis y se escribe:



Oxido cobáltico Co_2O_3 denominando también sexquíoxido de cobalto, que como el anterior se presenta en polvo, aunque de color más oscuro casi negro, origina con los ácidos las sales cobálticas muy poco permanentes pues se transforma facilmente en cobaltosas y se emplea en los esmaltes, pintura sobre porcelana y fabricación de cristal.

Varios son los compuestos del oxígeno con el níquel pero las más importantes son los óxidos níqueloso y níquelico por más que se citan el níqueloso níquelico y un bióxido.

Oxido níqueloso NiO denominado también óxido de níquel ó protóxido; cristaliza en octaedros regulares que tienen color verde, formando la especie mineralógica que se denomina Bunsenita, densidad 7'75; puede presentarse en polvo oscuro que por la acción del hidrógeno deja libre el metal; forma un hidrato y se prepara calcinando el nitrato, el carbonato ó su mismo hidrato,

Oxido níquelico Ni_2O_3 llamado también sexquíoxido de níquel, es aun más oscuro que el anterior casi negro; desprende oxígeno por su calefacción y con el ácido sulfúrico y forman también un hidrato, se prepara por calcinación lenta del nitrato de níquel.

Muy importantes son las combinaciones del oxígeno con el hierro ya química ya mineralógicamente consideradas así como por sus muchas aplicaciones, siendo los más importantes entre otros los óxidos ferroso y férrico, el ferroso férrico y el anhídrido férrico que se supone su existencia por existir un ácido férrico.

Oxido ferroso FeO llamado también protóxido de hierro; se presenta formando un polvo negro que arde

por la acción del calor, formándose á veces el hierro pirofórico, que no es más que hierro reducido en polvo finísimo que se inflama espontáneamente al contacto del aire, pudiéndose preparar el hierro pirofórico mediante la reducción del hierro de su oxalato por la acción del hidrógeno.

Oxido férrico $Fe_2 O_3$ ha recibido muchos nombres como el de hierro oligisto, especulario, micáceo, ocre quemado, ematites roja y algunos otros; puede presentarse amorfo ó cristalizado y en este caso en romboedros con una densidad de 5'29; forma varios hidratos y por más que es muy abundante en la naturaleza y bastante aquí en Galicia puede prepararse calcinando el sulfato ferroso; el cual por la acción de la luz puede convertirse lentamente también en óxido férrico.

Oxido ferroso férrico $Fe_3 O_4$ llamado también piedra iman, óxido magnético, etiope marcial, calanita y otros cristaliza en octaedros regulares, aunque se encuentra también en la naturaleza amorfo; densidad 5'21 y presenta generalmente muy marcadas las propiedades magnéticas y puede prepararse con limaduras de hierro y agua y recogiendo cada 24 horas el agua de las limaduras después de bien revuelto y se formará en el sitio donde se concentre el agua un precipitado negro de óxido ferroso férrico; también puede obtenerse por la descomposición del vapor de agua que atraviese un tubo de hierro en incandescencia pues el oxígeno se une al hierro y el hidrógeno se desprende. Se emplean las especies mineralógicas para la extracción del hierro y para el preparado de varios medicamentos reconstituyentes.

LECCIÓN 42

Fórmulas, caracteres y preparación del óxido cádmico.—
Fórmula, caracteres, preparación y usos del óxido cincico.—
Combinaciones del oxígeno con el manganeso; descripción de los principales compuestos que forman.—
Fórmula, variedades, caracteres, preparación y usos del óxido de aluminio.

El cádmio con el oxígeno forma el *óxido cádmico* Cd O ; pulverulento; generalmente de color pardo que como la mayoría abandona el metal por la acción de hidrógeno y otros reductores; forma un hidrato que es de color blanco; se prepara como otros calcinando el nitrato ó el carbonato.

El oxígeno con el zinc forma el *óxido cincico* Zn O que ha recibido muchísimos nombres como el de blanco de zinc, lana filosófica, nihil album, flores de zinc y otros; cristaliza en prismas exagonales por más que generalmente se presenta formando unas eflorescencias blancas que se reducen con gran facilidad en polvo fino, forma un hidrato y se prepara calcinando el metal en contacto del aire ó bien el carbonato ó nitrato; se usa mucho en pintura y por no ennegrecerse por la acción del gas sulfhídrico sustituye al albayalde.

Más numerosas son las combinaciones del oxígeno con el manganeso se cuentan las siguientes expuestas por sus grados de oxigenación:

Oxido manganeso.....	Mn	O
Oxido mangánico.....	Mn ₂	O ₃
Oxido manganeso mangánico.....	Mn ₃	O ₄
Bióxido de manganeso.....	Mn	O ₂
Anhidrido mangánico (hipotético).	Mn	O ₃
Anhidrido permangánico.....	Mn ₂	O ₇

Oxido manganeso llamado también protóxido de manganeso, se presenta en polvo ó en cristales octaédricos de color verde, calentándolo arde en el aire; densidad 5, no es reducible por el hidrógeno aunque sí por el carbón; forma un hidrato y se prepara reduciendo el carbonato manganeso por el hidrógeno..

Oxido mangánico denominado también como su fórmula indica senquióxido de manganeso; se encuentra en la naturaleza formando la especie mineralógica denominada braunita, cristaliza en octaedros que son isomorfos con el óxido férrico y el de aluminio; forma un hidrato; y se prepara calentando hasta el rojo oscuro el bióxido ó el nitrato manganeso.

Oxido manganeso mangánico llamado también óxido magnético de manganeso y óxido rojo, se encuentra en la naturaleza formando la especie mineralógica denominada hausmanita y resulta de la calcinación de los dos óxidos manganeso y mangánico.

Bióxido de manganeso es de los cuerpos que más aplicación tienen en química para la extracción del oxígeno, cloro y otros; se encuentra en la naturaleza formando la especie denominada pirolusita y conocido por otros

nombres como el de jabón de los vidrieros, peróxido de manganeso, magnesia negra y otros, se encuentra en el comercio formando un polvo negro amorfo parecido al negro de humo y se le puede encontrar en la naturaleza cristalizado en prismas ortorrómbicos; forma un hidrato y puede prepararse purificando el del comercio ó calentando moderadamente el nitrato manganeso.

Del anhídrido mangánico solo se conocen los manganatos como el camaleón mineral (manganato potásico) y de esto se deduce que debe existir el ácido con su anhídrido correspondiente pero que hasta ahora no ha podido obtenerse ni uno ni otro.

Anhídrido permangánico es líquido muy parecido al aceite, aunque de color más oscuro; es muy peligroso de manejar pues se descompone fácilmente con explosión á los 40°, se prepara colocando ácido sulfúrico cuyo recipiente esté en una mezcla frigorífica y echándole poco á poco permanganato potásico en polvo; accionando con el agua dá origen al ácido permangánico y éste forma los permanganatos.

El aluminio con el oxígeno forma el *óxido de aluminio* Al_2O_3 denominado también alúmina, corindon, presentándose teñido si de color rojo rubí oriental, amarillo topacio, azul záfiro y violado amatista oriental y cuando tiene colores oscuros se le denomina esmeril; cristaliza en romboedros; densidad 3'95; tiene dureza característica pues forma con el 9 en la escala de Mons; bajo el punto de vista química, este óxido es anhídrido básico con los ácidos enérgicos formando sales alúminicas y con las bases enérgicas obra como anhídrido

ácido formando aluminatos, forma un hidrato; se prepara el óxido de aluminio calcinando el sulfato doble alumínico amónico ó bien deshidratando su hidrato; varios son los usos que se hacen de este compuesto el cristalizado en joyería y el esmeril para las preparaciones al microscopio de cuerpos duros como minerales, rocas, huesos, tejido dentario etc. y en la industria para pulimentar metales, deslustrar vidrios y en general siempre que se trate de devastaciones de cuerpos duros por el pulimento.

LECCIÓN 43

Combinaciones del oxígeno con el calcio; fórmula, sinonimia, caracteres, preparación y usos del óxido cálcico.—Combinación del oxígeno con el estroncio; fórmula, caracteres y preparación del protóxido y bióxido de estroncio.—Combinaciones del oxígeno con el bario; fórmula, caracteres, preparación y usos del protóxido y bióxido de bario.—Fórmula y preparación del óxido lítico.—Combinaciones del oxígeno con el sodio y potasio; fórmula, caracteres y preparación de los protóxidos y bióxidos de sodio y potasio respectivamente.

Haciendo caso omiso de las combinaciones del oxígeno con el itrio, itervio, ervio y glucinio por su poca importancia en una obra elemental, se estudiarán aquí las combinaciones que forma con el calcio, que son dos compuestos un protóxido Ca O y un bióxido Ca O_2 .

Protóxido de calcio denominado también cal cáustica, cal viva ó simplemente cal; es blanco, terroso; densidad 2'7 de muy difícil fusión por el calor, adquiriendo por la llama oxídrica un rojo blanco extremadamente intenso pero por fin llega á reblandecerse y hasta fundirse dejando entonces una superficie mamelonada, obsérvase este fenómeno principalmente en los cilin-

ros de cal, huecos y con varios agujeros que se usan en algunos aparatos de proyección en que á veces el dardo de la llama atraviesa los susodichos cilindros; químicamente es un óxido básico de los más enérgicos y por lo tanto forma con el agua un hidrato, que vulgarmente se llama, cal muerta ó apagada, desarrollándose al hidratarse gran cantidad de calórico que puede observarse perfectamente cuando los albañiles antes de hacer el mortero echan la cal en el agua, que se ve salir gran cantidad de vapor acuoso. Se prepara calentando fuertemente el carbonato cálcico, operación que se llama calcinación y esta palabra se aplica siempre que se exponen los cuerpos á grande temperatura y fuego desnudo (1) en la industria se hace en hornos especiales rudimentarios unas veces y otras de alta construcción que pueden ser intermitentes ó continuos según se haya de apagar el horno para extraer el producto ó no haya necesidad de esta operación; el espató de Irlanda es el que da la cal más pura siguiendo las conchas de ostras y algunos moluscos y según la composición mineralógica de los distintos carbonatos de cal que se usan, recibirá el producto distintos nombres como el de cal grasa, seca, hidráulica y que tendrá también distintas propiedades.

Muchos son los usos que se hacen del óxido cálcico

(1) Usamos la frase de *á fuego desnudo* como sinónimo de *á fuego directo*, es decir sin estar el cuerpo que se calienta dentro de algún otro recipiente y sin miedo de cometer galicismo como lo sería decir *á ojo desnudo* en lugar de *á simple vista*, pueden haber también calcinaciones en crisoles, sobre regillas, telas metálicas, etc.

en química como reactivo y por la obtención de algunos cuerpos; en medicina como reconstituyente; en el arte de construcción para hacer los morteros, con arena para que deje menos intersticios al secarse y carbonatarse, siendo preferible para los morteros aéreos la cal grasa y para las construcciones en que ha de haber agua como aljibes, estanques, etc. la cal hidráulica que contiene algo de arcillas; se usa también para blanquear las paredes y otros muchos usos.

El oxígeno con el estroncio forma dos compuestos un protóxido y un bióxido.

Protóxido de estroncio Sr O llamado también extronciána, de aspecto terroso; pesa cuatro veces más que el agua y como el anterior se pone incandescente al rojo blanco en contacto con el dardo de la llama oxidrica; se prepara calcinando el nitrato estroncico; con el agua forma un hidrato.

Bióxido de estroncio Sr O₂ no tiene grandes aplicaciones y se prepara vertiendo agua oxigenada en el hidrato estroncico disuelto.

Más importancia tienen en química las combinaciones del oxígeno con el bario el cual forma dos que se denominan protóxido y bióxido.

Protóxido de bario Ba O llamado también barita ó tierra pesada; es sólido de aspecto terroso densidad 4'73 es como los dos anteriores alcalino y muy caústico; forma un hidrato y se prepara calcinando el nitrato en una retorta de porcelana ó crisol de platino; se emplea mucho en química como reactivo.

Bióxido de bario Ba O₂ de caracteres muy parecidos al anterior se distingue de él por desprender oxígeno

por la acción del calórico; con ácido clorhídrico da agua oxigenada forma también un hidrato y se prepara calentando el protóxido en una corriente de oxígeno.

El oxígeno con el litio produce el óxido lítico Li_2O que se encuentra en muchas aguas y como es natural formando su hidrato denominado litina; se prepara calcinando el nitrato en un crisol de plata.

El oxígeno con el sodio forma dos compuestos un protóxido Na_2O y un peróxido Na_2O_2 que no tendrían gran importancia si el primero no constituyese su hidrato llamado sosa cáustica y se preparan calentando el sodio en una atmósfera de oxígeno obteniéndose así el peróxido; el cual reducido por los mismos vapores de sódio dará el protóxido.

El potasio también forma con el oxígeno dos compuestos, un protóxido y un peróxido.

Protóxido potásico K_2O es sólido, de un color claro y aspecto algo cereo que forma á veces una costra al rededor del potasio cuando este está dentro de la nafta, acciona con el agua formando el hidrato que se denomina potasa cáustica; se prepara reduciendo por el calor el peróxido.

Peróxido potásico K_2O_2 es sólido, de color amarillo, que por la acción del calor se descompone en oxígeno libre, quedando el protóxido; se prepara calentando e potasio en una atmósfera de oxígeno.

Por su poca importancia para una obra elemental, no nos ocuparemos de las combinaciones del oxígeno con el rubidio y cesio pasando á estudiar otro grupo muy natural que se denomina hidratos.

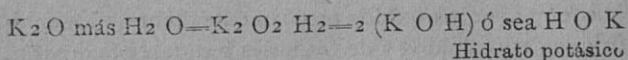
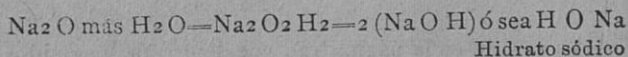
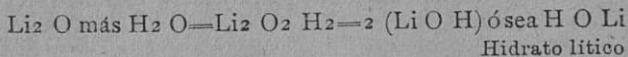
LECCIÓN 44

Caracteres generales de los hidratos básicos; su nomenclatura; su formulación y diversas maneras de expresarse.— Métodos generales de preparación de los hidratos; fórmula, caracteres y preparación del hidrato del cloro.— Fórmulas y denominaciones de los principales hidratos del cromo; fórmula, caracteres, preparación y usos del verde de Guignet.

Ya se dijo en la página 129 que dentro de los óxidos pueden haber los óxidos propiamente dichos y los anhídridos de los ácidos y de las bases y durante la descripción de las combinaciones del oxígeno con los demás elementos químicos se ha puesto especial empeño en señalar aquellos óxidos que accionando con el agua constituían un compuesto ternario llamados hidratos; estos hidratos se han denominado también bases y tienen las propiedades comunes de enverdecer las tinturas azules vegetales como la de flor de malva ó violeta; dan un color característico algo pardo rojizo al papel teñido de amarillo con la cúrcuma; tienen un carácter electro positivo y se neutralizan completamente con los ácidos que tienen carácter electro negativo; los ácidos como se verá más adelante, enrojecen el papel teñido con

la tintura denominada de tornasol y las bases que son su antítesis devuelven este mismo color al papel enrojado por los ácidos; son caústicos.

La nomenclatura de las bases es sumamente sencilla, pues recibiendo el nombre genérico de hidratos se especifican con el del metal del óxido que se derivan, así por ejemplo los óxidos de la lección anterior lítico sódico y potásico accionando con el agua, formarán sus hidratos correspondientes denominándose al primero hidrato de litio ó lítico al segundo hidrato de sodio ó sodico y al tercero hidrato de potasio ó potásico: para que se comprenda su formulación lo escribiremos de esta manera:



Estas fórmulas se expresan así cuando el metal es monovalente, monoatómico ó monadínamo llámese como se quiera; esto es que su átomo equivale como uno; pero cuando equivale como más, entonces el radical hidróxilo H O se coloca dentro de un paréntesis y se pone un número debajo igual á la valencia del metal que forma el hidrato, así por ejemplo:

Hidrato cínico (H O)₂ Zn " porque el átomo de zinc vale por dos.

Hidrato plúmbico (H O)₂ Pb " el átomo de plomo vale por dos.

Hidrato platinico $(H O)_4 Pt^{IV}$ el átomo de platino
vale por cuatro.

Hidrato férrico $(H O)_6 Fe_2^{VI} = (H O)_6 Ffe$ el férricum
vale por seis.

Varios son los métodos generales de preparación de los hidratos; el más elemental de todos es el de hidratar el anhídrido correspondiente; muchos hidratos son insolubles y valiéndose de esta circunstancia se procurará hacer que reaccionen de manera que quede una nueva sal soluble y se habrá obtenido el hidrato que se deseaba; así por ejemplo, para obtener el hidrato magnésico que es insoluble se recurrirá al sulfato magnésico que es soluble y mediante la acción que ejercerá en él, el hidrato potásico, que también es soluble, se formará el sulfato potásico, que quedará disuelto en el líquido y se obtendrá un precipitado de hidrato magnésico que podrá recogerse mediante un filtro; por último, si el hidrato es soluble, invirtiendo los términos de la operación de manera que la sal que se forme sea insoluble y de esta manera el hidrato que se desea se podrá recoger en el líquido, separándolo de la sal insoluble mediante un filtro; así, por ejemplo, para obtener el hidrato sódico, que es soluble, se recurrirá al carbonato sódico, y mediante el hidrato cálcico se obtendrán carbonato cálcico insoluble é hidrato sódico soluble.

Algunos autores suponen el agua clorurada como un hidrato de cloro y lo representan por la fórmula $Cl_2, 10 H_2 O$ se presenta á la temperatura de 0° formando unos cristales octaédricos algo amarillentos y se prepara disolviendo el cloro en el agua mediante el

aparato de Wulf y respecto á sus aplicaciones, recuérdese lo que se dijo al tratar del cloro, página 30.

De los óxidos de cromo escritos en las páginas 144 y 145, sólo el óxido crómico y el cromoso crómico forman hidratos.

El óxido crómico, como se dijo, forma tres hidratos que pueden escribirse de la siguiente manera:

$\text{Cr}_2 \text{O}_3$ más $\text{H}_2 \text{O} = \text{Cr}_2 \text{O}_4 \text{H}_2 = 2 \text{CrO}_2 \text{H}$ (monohidrato).

$\text{Cr}_2 \text{O}_3$ más $2 \text{H}_2 \text{O} = \text{Cr}_2 \text{O}_5 \text{H}_4$ (bihidrato verde de Güignet).

$\text{Cr}_2 \text{O}_3$ más $3 \text{H}_2 \text{O} = \text{Cr}_2 \text{O}_6 \text{H}_6 = 6 \text{CrO}_3 \text{H}_3$ (trihidrato).

Aun se citan otros hidratos, pero el más importante es el que se le llama vulgarmente verde de Güignet, que tiene un color verde esmeralda muy permanente, circunstancia por la cual se usa para el estampado de las telas; puede preparársele descomponiendo el borato crómico por el agua hirviendo.

El óxido cromoso crómico forma un hidrato que se prepara vertiendo una base alcalina en una disolución de alguna sal cromosa; resulta de un color pardo y su fórmula será $\text{Cr}_3 \text{O}_5 \text{H}_2$.

LECCIÓN 45

Hidratos de platino; fórmulas, caracteres y preparación del platinoso y platinico.—Razones por lo que se supone la existencia del hidrático orgéntico.—Preparación y uso de los hidratos de cobre.—Fórmula y preparación del hidrato estannoso.—Fórmula; sinonimia y preparación del hidrato plúmbico.—Fórmula; sinonimia, preparación y usos del hidrato magnésico.—Hidratos de hierro; fórmula, sinonimia, caracteres, preparación y usos.—Hidratos de caducio y zinc.

Por el orden en que vamos exponiendo los cuerpos llamados hidratos, podríamos ocuparnos de los del carbono, pero los pasaremos ahora por alto para ocuparnos después, al tratar de la química del carbono.

Los óxidos de platino tanto el platinoso como el platinico forman sus hidratos (véase pág. 161.)

Hidrato platineso $Pt_2 O_2$ más $2H_2 O$ — $Pt_2 H_4 O_4$ — $2Pt O_2 H_2$, esta última es la fórmula con que se le reconoce generalmente; es de un color verde oscuro casi negro y se prepara haciendo accionar la potasa en una disolución clorhídrica de protocloruro de platino.

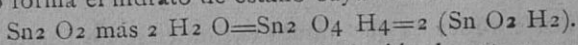
Hidrato platinico $Pt O_2$ más $2 H_2 O$ — $Pt H_4 O_4$ es de un color negruzco y como ya se dijo al tratar del

óxido correspondiente, obra como ácido con las bases enérgicas y como base con los ácidos fuertes.

Hidrato argéntico $\text{Ag}_2 \text{O}$ más $2 \text{H}_2 \text{O} = 2 \text{AgO} \cdot \text{H}_2 \text{O}$ aunque este cuerpo no ha podido obtenerse aislado, es muy natural su existencia, pues el protóxido de plata disuelto en el agua, actúa siempre como base.

El cobre tiene dos hidratos correspondientes á los óxidos cupro o y cúprico (véase pág. 164), pero ambos son muy inestables; se descomponen con gran facilidad y por lo tanto no han podido estudiarse bien, por lo cual sus fórmulas no están bien determinadas; se preparan precipitando por la potasa las sales cuprosas ó cúpricas respectivamente; el cúprico tiene más importancia pues disolviéndose en el amoníaco toma un color azul que se le llama agua celeste y tiene la gran propiedad de disolver la celulosa.

Como ya se dijo en la página 166, el óxido estannoso forma el hidrato de estaño cuya fórmula será:



Se prepara vertiendo una disolución de potasa, amoníaco ó carbonato sódico, sobre otra disolución de cloruro estannoso.

El óxido plúmbico PbO con el agua $\text{H}_2 \text{O}$ forma el hidrato plúmbico $\text{PbO}_2 \cdot \text{H}_2 \text{O}$ llamado también ácido plumboso por los dualistas; se forma precipitando por el hidrato amónico una disolución de una sal plúmbica; como otros muchos hidratos es de los que podríamos llamar anfibios, pues con algunos ácidos obra como base y con las bases enérgicas obra como ácido.

El óxido magnésico MgO forma con el agua $\text{H}_2 \text{O}$ el hidrato magnésico $\text{MgO}_2 \cdot \text{H}_2 \text{O}$ que puede hallarse cris-

talizado llamándose los mineralogistas brucita; se le ha llamado también magnesia precipitada y puede prepararse precipitando una disolución de una sal magnésica por otra de hidrato sódico ó potásico. Se emplea bastante en medicina y es un gran contra veneno para el anhídrido arsenioso.

El cobalto tiene los dos hidratos cobaltoso y cobáltico, de muy poca importancia, por lo cual no nos ocuparemos de ellos.

Más importancia tienen los hidratos de hierro que también son dos, el ferroso y el férrico; el ferroso $\text{Fe O}_2 \text{H}_2$ es muy inestable; en un principio es de color blanco, pero al descomponerse toma colores verdosos que pasa á amarillento, convirtiéndose dicho hidrato en el siguiente; se prepara precipitando por la sosa ó potasa una disolución de una sal ferrosa.

Hidrato férrico $\text{Fe}_2 \text{O}_6 \text{H}_6$ ó bien como lo escriben otros autores $(\text{H O})_6 \text{Ffe}$ se encuentra en la naturaleza formando varias especies mineralógicas, como la goetita, la hematites parda, la limonita y varias otras; no es soluble en el agua aunque puede haber alguna variedad obtenida por diálisis que lo sea: se prepara precipitando una sal férrica por una base alcalina; se emplean las variedades naturales para la extracción del hierro y los preparados por diálisis en preparaciones farmacéuticas.

Los hidratos de cadmio y zinc no tienen gran importancia, recordando sus óxidos pág. 73 se deducirán fácilmente sus fórmulas y se obtendrán por el procedimiento general de precipitar sus sales por una base.

LECCIÓN 46

Hidratos de manganeso; fórmulas, caracteres y preparación de los principales (manganoso y mangánico).—Fórmula, sinonimia, caracteres, preparación y usos del hidrato aluminico.—Fórmula, caracteres, preparación y usos del hidrato cálcico.—Fórmula, caracteres y preparación del hidrato estróncico.—Fórmula, caracteres, preparación y usos del hidrato bórico.—Fórmula, caracteres y preparación del hidrato litico.

El manganeso, mejor dicho sus óxidos, forman varios hidratos siendo los más importantes el hidrato manganoso y mangánico.

El óxido manganoso MnO con el agua H_2O forma el *hidrato manganoso* $MnO_2 \cdot H_2O$ ó bien $(HO)_2Mn$; es insoluble en el agua; en un principio es blanco oscureciéndose después pasando á pardo y finalmente á negro pues se convierte por la acción del oxígeno en hidrato mangánico; se obtiene por el procedimiento general esto es precipitando por un álcali una sal manganosa.

Hidrato mangánico $MnO_2 \cdot H_2O$ se halla cristalizado en la naturaleza y es reconocido por los mineralogistas con el nombre de acedersa ó mangañita; puede obte-

nerse en los laboratorios por el procedimiento general ó dejando oxidar el anterior en contacto del aire.

Como se ha dicho en la pág. 75 el óxido aluminico $Al_2 O_3$ tiene su hidrato que será $Al_2 O_6 H_6$ pues para hidratar el óxido se necesitan tres moléculas de agua: existe en la naturaleza formando las especies mineralógicas gibbsita, diasporo, bauxita y otras; con diferentes caracteres, pero lo obtenido en los laboratorios es sólido aunque algo gelatinoso muy blando hasta el punto de convertirse en jalea; precipita algunas tinturas orgánicas como la cochinilla, campeche y otras, constituyendo entonces unos compuestos llamados lacas que son insolubles y se utilizan para pinturas; se prepara este hidrato precipitando por el amoniaco una sal de aluminio que generalmente es el sulfato aluminico potásico llamado también alumbre.

El protóxido cálcico $Ca O$ como ya se dijo en la página 77 forma con el agua $H_2 O$ un hidrato que por lo tanto tendrá por fórmula $Ca O_2 H_2$ ó bien $(H O)_2 Ca$ puede cristalizar en prismas exagonales y tiene la rara propiedad de disolverse más en el agua fria que en el agua caliente; se le conoce vulgarmente con el nombre de cal apagada ó cal muerta y añadiéndole más agua se le denomina lechada de cal; al agua saturada por el hidrato cálcico se le denomina agua de cal que tiene la propiedad de combinarse con el anhídrido carbónico de la atmósfera formando una película en la superficie del agua, de carbonato de cal que rompiéndose se precipita al fondo del recipiente; se prepara muy fácilmente pues basta hidratar su óxido; tiene muchísimas aplicaciones en química, en la industria y en medicina.

El protóxido de estroncio Sr O con el agua $\text{H}_2 \text{O}$ forma su hidrato $\text{Sr O}_2 \text{H}_2$; es soluble en el agua denominándose á esta disolución agua de estronciana; como el anterior absorbe el anhídrido carbónico del aire para formar carbonato estroncico.

El protóxido de bario ó baríta Ba O forma con el agua $\text{H}_2 \text{O}$ el hidrato bárico $\text{Ba O}_2 \text{H}_2$; es soluble en el agua, cuya disolución se le llama agua de barita que también absorbe como los dos anteriores el anhídrido carbónico del aire para formar carbonato bárico; este hidrato cristaliza en prismas de base cuadrada y para obtenerla en este estado se calcina una mezcla de witherita (carbonato de barita) con carbón, habiéndose antes pulverizado la mezcla y después se trata con agua hirviendo que filtrada con rapidéz se formarán en el fondo del recipiente los cristales de este hidrato; ha de tenerse la precaución de tapar el recipiente para que no altere su contenido el anhídrido carbónico de la atmósfera; también puede obtenerse hirviendo una disolución de sulfuro bárico con óxido cúprico, pero lo más sencillo es hidratar el óxido directamente; se usa mucho en los laboratorios como reactivo el agua de barita.

El óxido lítico $\text{Li}_2 \text{O}$ con el agua $\text{H}_2 \text{O}$ forma el hidrato lítico $\text{Li}_2 \text{O}_2 \text{H}_2$; cuya fórmula se representa más generalmente reducida á Li H O ; se le denomina también litina; es una base muy enérgica; se prepara calcinando una mezcla de carbonato lítico, carbón y limaduras de cobre, obteniéndose así su óxido que con el agua se tendrá este hidrato.

LECCIÓN 47

Fórmula, sinonimia, caracteres, preparación y usos del hidrato sódico.—Fórmula, sinonimia, caracteres, preparación y usos del hidrato potásico.—Caracteres y preparación de los hidratos de rubidio y cesio.—Principales procedimientos para la obtención del oxígeno; desarrollo de fórmulas y aparatos más usados en estas operaciones.

El protóxido de sodio Na_2O con el agua H_2O formarán el hidrato sódico $\text{Na}_2\text{O}_2\text{H}_2$ que su fórmula simplificada será NaOH ; se le conoce también con el nombre vulgarísimo de sosa cáustica ó alcali mineral, es sólido, de color blanco, de textura fibrosa y algo quebradizo; densidad 2; es delicuescente y puesto sobre una tabla irá absorviendo el vapor acuoso de la atmósfera, disolviéndose en él y humedeciendo la tabla; cuando el tiempo esté más seco, aparecerán en dicha tabla unas efflorescencias blancas que no serán ya de hidrato sódico, sinó que al propio tiempo que absorbe el vapor acuoso absorbe también el anhídrido carbónico de la atmósfera convirtiéndose en carbonato, aquellas efflorescencias serán, pues, de carbonato sódico; se funde este hidrato á una temperatura menor del rojo y á elevadas temperaturas puede volatizarse: es muy soluble en el

agua á cuya disolución se le dá el nombre de legía de sosa que al prepararse elevan bastante su temperatura; puede cristalizar y su fórmula variará porque al cristalizar contiene bastante agua: es una base muy enérgica, cuerpo sumamente corrosivo hasta el punto que su disolución en caliente, disuelve la fibra muscular. Se prepara descomponiendo el carbonato sódico con agua en proporciones de 3 de carbonato sódico por 20 de agua y en hirviendo se va echando una lechada de cal hasta tanto que la disolución del carbonato no da efervescencia en el ácido clorhídrico, (operación que se hace aparte) se deja enfriar el recipiente para que se precipite el carbonato cálcico que se habrá formado y después se decanta la parte líquida en un perol de plata, colocándolo al fuego otra vez para que se marche el agua sobrante y quede la sosa cáustica solidificada; preparada así, se le llama sosa á la cal, para obtenerla más pura se disuelve la obtenida á la cal en alcohol y mediante un sifón se decantará la disolución alcohólica de sosa en un perol de plata y dejando evaporizar el contenido en el fuego, se obtendrá la llamada sosa al alcohol que es más pura.

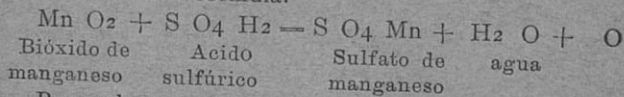
Se usa muchísimo en los laboratorios de química, en los análisis histológico tanto vegetal como animal; en la industria para preparar jabones, legías y otros.

Muy parecido al anterior es el *hidrato potásico* KHO que también se le ha llamado piedra de cauterio, potasa cáustica, hidroxido de potasio, alcalí vegetal (por obtenerse antiguamente de las cenizas de algunos vegetales) y otros varios; es aun más enérgico que el anterior y

tanto en sus caracteres como en su preparación (con solo cambiar el carbonato sódico por el potásico) y usos, es casi completamente igual, por lo cual no decimos más por ahorrar repeticiones.

Los hidratos de rubidio y cesio son amorfos, de colores muy claros, rayanos al blanco, fusibles, solubles en el agua, delicuescentes y caústicos; se preparan descomponiendo sus sulfatos respectivos por el hidrato barico

Como á complemento diremos que mediante los hidratos pueden obtenerse los anhídridos, qué como se ha dicho, muchos de ellos por la acción del calor desprenden oxígeno: muchísimos son, pués, los procedimientos para la obtención del oxígeno pero los que más se usan son; la descomposición por el calor de óxido mercúrico, bióxido de manganeso y algunos otros; no obstante puede también obtenerse mediante lo descomposición de unos cuerpos cuyos elementos componentes se unan para formar otros cuerpos; quedando libre el oxígeno; por ejemplo el bioxido de manganeso con el ácido sulfúrico, accionando, se formará, sulfato manganoso, agua y quedará oxígeno libre, tal como indica esta fórmula.



Por regla general los aparatos que se usan son retortas ó matraces que mediante los tubos de desprendimiento es llevado el gas á la cuba hidroneumática, donde se recojen en campanas, siendo este el procedimiento que se usa en los laboratorios y para las experiencias de cátedra, pues en retortas y matraces de cristal, pocas

cantidades pueden obtenerse, so pena de romper el aparato por la presión del oxígeno. En los procedimientos industriales se usa una retorta de hierro fundido que se desarticula en dos piezas que se unen mediante unas ranuras que enchufan entre sí y después se rellenan los intersticios mediante el lodo, dentro la retorta se coloca clorato de potasa y bioxido de magnesio, marchando el oxígeno de la retorta á unos frascos de loción y de ellos á un gasometro de donde es estraído para los diversos usos á que se destine.

LECCIÓN 48

- ¿Qué son ácidos y como se dividen?—Ácidos hidrácidos?—
¿Pueden formar sales?—Nomenclatura de estas sales.—
Combinación del fluor con los demás elementos.—Ácido
fluorhídrico; su fórmula, caracteres, preparación y usos.—
Principales fluoruros simples y dobles que forma el fluor
con los demás cuerpos simples.

Los ácidos (1) son aquellos cuerpos en que entrando el hidrógeno, puede éste ser sustituido por un metal para formar sales, á más de esto, tienen sabor agrio (á este mismo sabor también se le denomina ácido), enrojece las tinturas azules de tornasol y como ya se dijo en la página 181 tienen un carácter electro negativo muy marcado y son la antítesis de los otros cuerpos ya estudiados, denominados bases ó hidratos.

Aunque sea alterando algo el orden de la escala electro química, al estudiar las combinaciones de un elemento con otro, se principiará siempre por la combinación que forme el cuerpo que se estudia con el hidrógeno, ya por ser una combinación sencilla ya también

(1) Recuerdese su nomenclatura, pág. 131.

porque muchos de los demás compuestos pueden considerarse como la composición hídrica, en la que otro elemento haya sustituido al hidrógeno: en algunos cuerpos la composición hídrica tiene carácter de ácido, vieniendo á constituir lo que se han llamado *hidrácidos* para distinguirla de otras combinaciones que también tienen caracteres de ácidos y que por entrar el oxígeno se llaman *oxácidos* que, como ya se ha dicho, no son más que los anhídridos de los ácidos, que habiendo accionado con el agua, se han convertido en ácidos propiamente tales.

Los hidrácidos también pueden formar sales, sustituyendo su hidrógeno por un elemento ó radical metálico y la nomenclatura de estas sales es muy sencilla pues quitando al nombre del cuerpo electro negativo que entra para formar la combinación, alguna letra ó sílaba final y colocando en su lugar la terminación URO y la del cuerpo que ha sustituido al hidrógeno en genitivo ó conservando su nombre anteponiendo la preposición *de*; así por ejemplo el ácido clorhídrico Cl H sustituyendo su hidrógeno por el sódio, valiéndonos del carbonato se obtendrá, un cuerpo binario compuesto de cloro y sódio y se le denominará *cloruro sódico* ó *cloruro de sódio*.

No son muy numerosas comparadas con otros cuerpos las combinaciones del fluor con los demás elementos (recuérdese lo que se dijo del fluor pag. 39 y 40.)

El fluor combinándose con el hidrógeno forma el *ácido fluorhídrico* Fl H que se le denomina también fluorido hídrico; puede presentarse gaseoso ó líquido, según

sea la temperatura del ambiente, despide humos blancos según el contacto del aire, más cuando éste está húmedo; es muy soluble en el agua, siendo de los ácidos más enérgicos que atacan fuertemente á todas las substancias orgánicas y á muchas inorgánicas, respetadas por otros ácidos; sus vapores no son respirables, antes al contrario provocan fuertemente la tos y ocasionarían muy pronto la muerte del animal que lo respirase; se prepara calentando el fluorhidrato potásico en una retorta de platino y haciendo llegar este gas á un tubo también de platino doblado en U y rodeado de una mezcla frigorífica; también se prepara pulverizando la fluorina introduciéndola en una retorta de plomo y añadiendo ácido sulfúrico y recogiendo el ácido como en el caso anterior; la reacción será:



Fluorina Acido sulfúrico Sulfato cálcico Acido fluorhídrico

Se utiliza para grabar cristales para lo cual se recubre el cristal con una peliçula de cera fundida y mediante un punzón se levanta la peliçula de cera, dibujando lo que se quiere grabar y después se expone á los vapores del gas fluorhídrico ó bien se le echa en estado líquido: una vez grabado el cristal se puede lavar con agua caliente ó alcohol; también se usa en química y en medicina como antiséptico; modernamente se han aplicado en la industria del grabado del cristal los procedimientos de¹ fotograbado para lo cual se extiende sobre el cristal que se quiere grabar una disolución de betun de judea en bencina ó agua ras (esencia de trementina) y anteponiéndola un negativo fotográfico, se revela frotando des

pués con algodón en rama impregnado con aceite común y se continúa como el anterior.

El ácido fluorhídrico origina los fluoruros, los cuales resultan de la sustitución del hidrógeno de este ácido por otros elementos ó radicales.

Con el yodo forma un pentafluoruro $\text{Fl}_5 \text{I}$; con el azufre y selénio un fluoruro; con el arsénico un trifluoruro $\text{Fl}_3 \text{As}$; con el silicio un tetrafluoruro $\text{Fl}_4 \text{Si}$ y á más el ácido fluosilícico $\text{Fl}_6 \text{Si H}_2$ el cual dá lugar á los fluosilicatos de los cuales el más importante es el de potasio porque de él se extrae el silicio; con el antimonio constituye un trifluoruro $\text{Fl}_3 \text{Sb}$; con el telurio un tetrafluoruro $\text{Fl}_4 \text{Te}$; con el cobre un fluoruro $\text{Fl}_2 \text{Cu}$ que se prepara haciéndolo accionar el ácido fluorhídrico con el óxido cuprico; con el estaño dos fluoruros que son el estannoso $\text{Fl}_4 \text{Sn}_2$ y el estánnico $\text{Fl}_4 \text{Sn}$; con el plomo un fluoruro $\text{Fl}_2 \text{Pb}$ que puede prepararse vertiendo una disolución de un fluoruro en otra de una sal plúmbica soluble; con el aluminio un fluoruro $\text{Fl}_6 \text{Al}_2$ que tiene la propiedad de formar fluoruros dobles como la criolita ó fluoruro doble de aluminio y sódico $\text{Fl}_6 \text{Al}_2 \text{ ó Fl N}_2$ que se encuentra en Groenlandia; con el calcio un fluoruro $\text{Fl}_2 \text{Ca}$ denominado también fluorina ó espatofluor que cristaliza en el sistema cúbico y se presenta generalmente teñido con matices violados, amarillentos ó verdosos: densidad 3,2 y calentándolo fosforece, se funde á temperaturas elevadas y puede prepararse haciendo accionar el ácido fluorhídrico con una sal cálcica disuelta; se encuentra muy abundante en la naturaleza y se emplea para la extracción del ácido fluorhídrico

ý para hacer objetos de adorno; con el litio un fluoruro Fl Li ; con el sodio un fluoruro Fl Na que tiene la propiedad de unirse con el ácido fluorhídrico para formar un fluoridrato de fluoruro sódico Fl H Fl Na ; con el potasio forma un fluoruro Fl K que con el fluoruro de silicio forma un fluosilicato potásico.

LECCION 49

Combinaciones del cloro con los demás elementos.—Fórmula, caracteres, preparación y usos del ácido clorhídrico.
—Cloruros; métodos para la preparación de los cloruros.
—Fórmula, caracteres y preparación de los cloruros de bromo, yodo, azufre y selenio.

Las combinaciones del cloro con los demás elementos, si no son tan abundantes como las del oxígeno, lo son mucho más que las del fluor y haciendo caso omiso de los cuerpos que forma con el oxígeno porque ya quedan dichos en las pags. 133 y 134 y siguiendo ya el orden enunciado en la lección anterior, nos ocuparemos de la combinación del cloro con el hidrógeno.

Acido clorhídrico Cl H llamado también espíritu de sal, ácido muriático, hidro clórico; existe libre en la naturaleza, en los gases que se desprenden de algunos volcanes y disuelto en el agua del río vinagre, se encuentra también en algún jugo gástrico, de algunos animales; á la temperatura ordinaria es gaseoso, que se liquida á—80° ó á la presión de 40 atmósferas, solidificándose á—115° en cuyo caso puede cristalizar; densidad como á gas 1'8'25 y como líquido 1'26; es muy so-

luble en el agua (recuérdese el experimento detallado en las pags. 157 y 158) fig. 36 y se podrá comprender

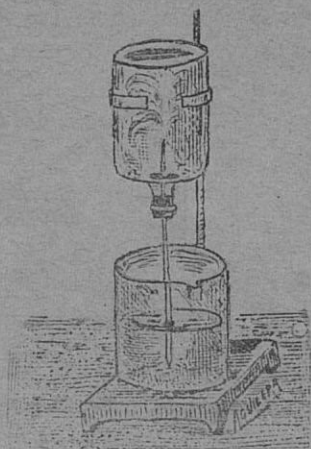


Fig. 36

aquel experimento, sabiendo que un volumen de agua á 0° puede disolver hasta unos 500 volúmenes de este gas; la disolución de este gas puede considerarse tambien como un ácido hidratado y se prepara mediante el aparato de Woulf fig. 29; tiene olor sofocante y sabor muy ácido y como ácido y de los llamados hidrácidos es bastante energético y de los más electro negativos y venenosos, pero puede contrarrestarse sus efectos mediante una base que la que más se usa en estos casos es el hidrato magnésico, pag. 186.

Se prepara tratando un cloruro que el ácido sulfúrico (generalmente el cloruro que más se usa es el más común y abundante ó sea el sodico, teniendo antes la precaución de decrepitarlo y fundirlo): la manera de disponer la operación es como sigue: Fig. 37 en un hor-

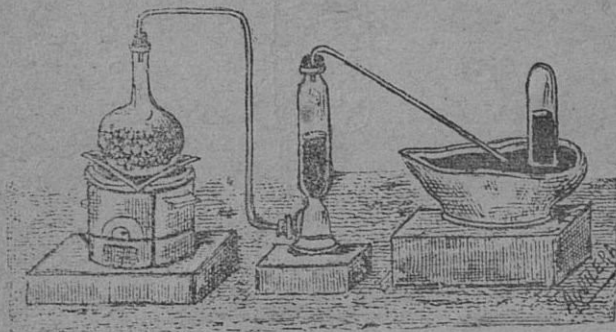
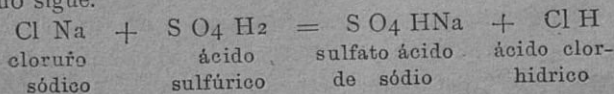


Fig. 37—Obtención del ácido clorhídrico.

nillo *h* se coloca un matraz *m* en el cual se introduce sal común y ácido sulfúrico, mediante un tubo de desprendimiento *t d* doblado las veces que haga falta en ángulo recto es conducido desde el matraz que se produce hasta el aparato de desecación de gases llamado del cloruro cálcico *e c* y mediante otro tubo de comunicación *t c* doblado también varias veces en ángulo recto es conducido á la cuba hidrargironeumática *ch* para recojerlo en una campana *c a*; la reacción que se verifica es como sigue:



El ácido clorhídrico es uno de los cuerpos que más se usan en química ya para análisis como también para obtener otros cuerpos; en medicina es también muy usado; en uso externo como desinfectante y en uso interno en limonadas; en la industria son muchísimas las aplicaciones que se hacen; para la extracción de los cloruros, para extraer la gelatina de los huesos, para limpiar los metales antes de soldarlos; en el uso doméstico para limpiar retretes, vacinillas y hasta los pisos de las habitaciones.

La sustitución del hidrógeno del ácido clorhídrico, da lugar á los cloruros y cuando el cuerpo que ha sustituido al hidrógeno, es un metal, entonces como se comprende fácilmente los cloruros son metálicos, correspondiendo en este caso al grupo de las sales alógenas: varios son los medios para preparar los cloruros, el más general es 1.º haciendo accionar el ácido clorhídrico con los mismos cuerpos, ya sea alguno de sus compuestos como el óxido, el hidrato, el carbonato ó algún otro 2.º otras veces podrá recurrirse á la acción también directa del mismo cloro con otro cuerpo simple ó alguno de sus compuestos; 3.º aprovechando la circunstancia de que el calor descompone algunos cuerpos oxigenados desalojando el oxígeno, se podrá calentando algunos cloratos convertirlos en cloruros; 4.º Finalmente algunos que directamente con el ácido clorhídrico no puedan obtenerse mediante la acción combinada de los ácidos, clorhídrico y nítrico que se llama agua regia se obtendrán algunos cloruros como el de platino, oro y otros.

No se tratará aquí de las combinaciones del oxígeno

no con el cloro, porque ya se hizo en la página 133, ni con el fluor pues no se conocen, pasando ya á la combinación del cloro con el bromo que forma un pentacloruro de bromo $\text{Cl}_5 \text{Br}$; es líquido, de color rojizo y se prepara por el segundo procedimiento, ó sea haciendo actuar una corriente de cloro sobre el mismo bromo: no tiene mucha importancia, bajo el punto de vista de sus aplicaciones, pero sí científicamente, porque la constitución atómica de este cuerpo, no tiene explicación satisfactoria y constituye uno de los grandes argumentos contra la teoría de la atomicidad, que reconoce al cloro y al bromo, como cuerpos monoatómicos y por lo tanto no puede comprenderse, como un átomo, de bromo puede estar combinado á la vez con cinco de cloro, cuando según dicha teoría solamente un átomo de bromo podría combinarse con uno de cloro.

Algo parecido ocurre con los compuestos del cloro con el yodo que son dos; un monocloruro Cl I y un tricloruro $\text{Cl}_3 \text{I}$ que se presenta el primero formando un líquido pardo casi negro y el segundo, en estado sólido, cristalino y de un color anaranjado, citándose pocas aplicaciones de ambos.

El cloro con el azufre forma tres compuestos, el protocloruro $\text{Cl}_2 \text{S}_2$, el bicloruro $\text{Cl}_2 \text{S}$ y el tetracloruro $\text{Cl}_4 \text{S}$; los tres son líquidos, aunque de distinto matiz; el primero es el que tiene más importancia, pues se usa para vulcanizar la goma, principalmente en la fabricación de dentaduras; se prepara accionando el azufre fundido con una corriente de gas cloro; si continuase mucho la operación se convertiría el protocloruro en dicloruro.

Muy parecidos; bajo el punto de vista científico, son

los compuestos del cloro con el selenio; son tambien un protocloruro $\text{Cl}_2 \text{Se}_2$ un dicloruro $\text{Cl}_2 \text{Se}$ y un tetracloruro $\text{Cl}_4 \text{Se}$: en este último puede el oxígeno sustituir á dos átomos de cloro, resultando un nuevo cuerpo que se llama oxicloruro de selenio y cuya fórmula será $\text{O Cl}_2 \text{Se}$.

LECCION 50

Formula; caracteres y preparación del clorido nitroso.—
¿Porque han de tomarse ciertas precauciones con este cuerpo?—Breves nociones del radical amonio; fórmula sinonimia preparación y usos de cloruro amonico.—Formula, sinonimia, caracteres y usos de los principales compuestos que forma el cloro con el fosforo, arsenio, cromo, carbono, boro y silicio.

El nitrógeno forma con el cloro un compuesto que se denomina tricloruro de nitrógeno Cl_3N que también se le ha llamado clorido nitroso ó triclorámina, es un líquido parecido al aceite aunque más fluido, de un olor muy fuerte; densidad 1'65 destila á 71° descomponiéndose con explosión á 100 puede también explotar por la acción que ejercen en él, el arsénico, el fósforo, selenio, amoníaco y algunos otros inorgánicos, habiendo también substancias orgánicas que pueden producir iguales efectos; puede prepararse haciendo accionar el gas cloro sobre una disolución acuosa de cloruro amónico al 8 ó 9 por 100; debe manejarse con mucho cuidado pues á su descuidador Dulong le costó la pérdida de un ojo y dos dedos de la mano derecha.

De otro compuesto de cloro y nitrógeno, aunque entra el hidrógeno, hemos de ocuparnos llamado cloruro amónico: como se verá más adelante al tratar de las combinaciones del nitrógeno con el hidrógeno hay una en que el nitrógeno está combinado con cuatro átomos de hidrógeno que se denomina amonio y tiene por fórmula $N H_4$; es un cuerpo hipotético, es decir, hasta ahora no ha podido obtenerse aislado, pero por trasladarse íntegro de unos cuerpos á otros es un verdadero radical (véase pag. 135) y este radical amonio lo consideran los químicos como si fuese un cuerpo simple metálico pues se amalgama, con el mercurio y forma con los demás cuerpos, compuestos de gran analogía con los compuestos metálicos.

Cloruro amónico $Cl (N H_4)$ denominado también clorhidrato de amoniaco, sal amoniaco, almojater y otros, es sólido, algo blanco, de estructura fibrosa, se descompone por la acción del calor; soluble en el agua y se prepara haciendo accionar el cloruro sódico y el sulfato amónico mediante la acción del calor, la fórmula sera $2 Cl Na + S O_4 (N H_4)_2 = S O_4 Na_2 + 2 Cl (N H_4)$.

Se emplea en los laboratorios de química y en medicina y podrá verse en los talleres de hojalatería que lo usan para limpiar el soldador.

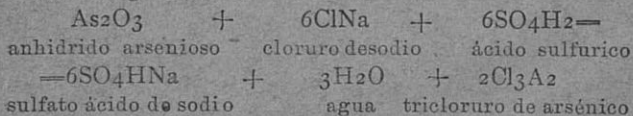
El fósforo con el cloro forma dos compuestos un tricloruro $Cl_3 Ph$ y un pentacloruro $Cl_5 Ph$.

Tricloruro de fósforo denominado también clórico fosforoso para distinguirlo del pentacloruro que le llaman clórico fosforico; es líquido, diáfano muy movable, volátil que se descompone por el agua formando ácido clorhídrico y ácido fosforoso; disuelve en gran cantidad

al fósforo, se prepara haciendo arder el fósforo dentro de una atmósfera de cloro.

Pentacloruro de fósforo es sólido, blanco, cristalino; como el anterior es de olor irritante y altera la función visual hasta el punto, que el día que se ha manejado, se observa una aureola verdosa al rededor de las llamas ó luces: muchos autores consideran al pentacloruro como un triclорuro que retiene en sus moléculas dos átomos más de cloro; estos dos átomos pueden ser sustituidos por el oxígeno y se convierte el cuerpo en oxícloruro de fósforo $O Cl_3 Ph$ ó por el azufre y se convertirá entonces en sulfocloruro de fósforo $S Cl_3 Ph$; puede prepararse haciendo actuar el cloro en exceso sobre una disolución de fósforo en el sulfuro de carbono.

El arsénico con el cloro forma un triclорuro $Cl_3 As$ que también se le ha denominado clórido arsenioso; es líquido de aspecto oleaginoso, volátil y que hierve á 133° ; en caliente disuelve al fósforo y al azufre y se prepara haciendo accionar el anhídrido arsenioso con el cloruro sódico y el ácido sulfúrico, resultanda sulfato ácido de sodio, agua y triclорuro de arsénico tal como indica la siguiente reacción.

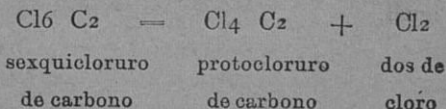


El cromo con el cloro forma dos compuestos el cloruro cromoso $Cl_2 Cr$ y el cloruro crómico $Cl_6 Cr_2$; los dos son sólidos; es el primero soluble en el agua y se prepara directamente por la acción del ácido clorhídrico con el cromo calentado al rojo; el segundo cristaliza en

escamas delgadas de un color parecido á la flor del melocotonero; no es soluble en el agua fria pero algo en la caliente; se prepara haciendo actuar una corriente de cloro sobre una mezcla de óxido cromico y negro de humo.

El cloro con el carbono forma muchísimos compuestos, como se verá al tratar de la química del carbono, llamada tambien orgánica y biológica; pero aunque sea sin llegar á las altas sublimidades de las combinaciones del carbono constituyendo los seres vivientes y su substancia orgánica, debemos tratar aquí de las combinaciones binarias del cloro con el carbono que son tres los más importantes: un protocloruro de carbono $\text{Cl}_4 \text{C}_2$; un sexquicloruro $\text{Cl}_6 \text{C}_2$ y un tetracloruro $\text{Cl}_4 \text{C}$.

Protocloruro de carbono se presenta en estado líquido, diáfano, con poca consistencia, es decir, muy movable; se prepara descomponiendo por el calor los vapores del sexquicloruro, operación que se hace, haciendo atravesar dichos vapores por un tubo de porcelana enrojecido y recogiendo los productos condensados de la descomposición; la notación química de esta operación será



Sexquicloruro de carbono es sólido, no se disuelve en el agua pero si en el éter y en el alcohol; emana olor parecido al del alcanfor y se prepara haciendo accionar el cloro con un líquido especial que ha recibido el

nombre de licor de los holandeses (1) operación en que han de actuar los rayos solares.

Tetracloruro de carbono es líquido y como el anterior no se disuelve en el agua pero si en el eter y en el alcohol; se prepara como el anterior pero en lugar de usar el licor de los holandeses, se emplea el cloroformo $C H Cl_3$; tiene propiedades anestésicas por lo cual se usa en medicina.

El cloro con el boro forma un tricloruro $Cl_3 B$ que es un líquido que despidе humos blancos en contacto del aire; por la acción del calor y mediante otro cuerpo como el potasio se descompone formando cloruro potásico y abandonando el boro; puede prepararse mediante la descomposición del anhídrido bórico, por la acción combinada del carbono y del cloro operación que se hace mezclando el carbón y el anhídrido bórico en un tubo de porcelana enrojecido y haciendo pasar por él una corriente de gas cloro.

Con el silicio forma el cloro un tetracloruro $Cl_4 Si$ que también es líquido y como el anterior despidе humos blancos en contacto del aire, mas, si es húmedo, que seco: se prepara como el anterior descomponiendo el anhídrido silícico y puede seguirse un procedimiento en todo igual.

(1) El licor de los holandeses es un líquido que resulta de la condensación por la acción de la luz de dos gases uno llamado etileno $C_2 H_4$ y el otro es el que ya se conoce del cloro la fórmula por tanto del licor de los holandeses será $C_2 H_4 Cl_2$.

LECCION 51

Combinaciones que forma el cloro con el antimonio: fórmulas, caracteres y preparación del triclورو y pentaclورو de antimonio.—Combinaciones del cloro con el telurio; su fórmula y sucinta descripción de las mismas.—Combinaciones del cloro con el oro; fórmula sinonimia, caracteres, preparación y usos del triclورو aurico.—¿Que se entiende en química por estado nativo?—Combinaciones del cloro con el platino y con el mercurio; fórmulas, caracteres, sinonimia, preparación y usos de los cloros platinoso y platinico; mercurioso y mercurico.

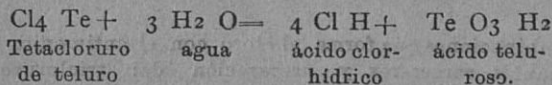
Forma el cloro con el antimonio un triclورو, $\text{Cl}_3 \text{Sb}$ y un pentaclورو $\text{Cl}_5 \text{Sb}$.

Triclورو de antimonio es un cuerpo muy parecido á la manteca por lo cual ha recibido tambien el nombre de manteca de antimonio; se disuelve en poca cantidad de agua pero si esta, está en gran proporción entonces lo convierte en oxiclورو denominándosele polvos de Algaroth; puede prepararse este triclورو por la acción directa del cloro sobre el antimonio.

Pentaclورو de Antimonio es un líquido que se descompone por la acción del calor en triclورو y cloro; como el anterior por la acción del agua forma un oxi-

cloruro pero que es correspondiente al pentacloruro; se prepara haciendo actuar el cloro sobre el tricloruro.

El cloro forma con el teluro dos combinaciones un bicloruro $\text{Cl}_2 \text{Te}$ y un tetracloruro $\text{Cl}_4 \text{Te}$; los dos son volátiles, el agua los descompone y el último forma con la misma ácido clorhídrico y teluroso.



El cloro con el oro forma un monocloruro Cl Au un bicloruro $\text{Cl}_2 \text{Au}$ y un tricloruro $\text{Cl}_3 \text{Au}$ que es el más importante de los tres y que es conocido con el nombre de cloruro de oro ó sal de oro; es sólido de un color anaranjado muy delicuescente por lo cual suele estar en los comercios en cantidad de un gramo y dentro de unos frasquitos con tapón esmerilado y recubierto el tapón y cuello de la botella mediante un pedazo de membrana animal; sin estas precauciones no podría ser trasladado este cuerpo; es muy soluble en el agua y á elevadas temperaturas se descompone en sus elementos: mancha la piel de un color morado, casi negro, por que muchas substancias orgánicas reducen el oro y el oro reducido es de color muy oscuro, debido á estas circunstancias es un gran reactivo para las preparaciones histológicas, principalmente para las fibras nerviosas y con especial poder para investigar sus últimas ramificaciones; el oro de este cloruro puede sustituir á la plata reducida en los papeles albuminados que se usa en fotografía, operación que los fotógrafos llaman viraje y dá un tono más negro á las fotografías.

Se prepara atacando el oro por el agua régia (com-

puesto formado por los ácidos clorhídrico y nítrico) el cloro que se desprende del agua régia que le llaman algunos autores en *estado naciente* por desprenderse en aquel instante y tener más *fuerza de combinación* llamado por otros *fuerza de afinidad* se combina directamente con el oro formando el triclورو aurico, quedando disuelto en los restantes elementos del agua regia y evaporando en una cápsula en baño de maria hasta que tenga poco líquido, se dejará enfriar, obteniéndose así un entrelazado de cristales que serán de este cuerpo: se usa muchísimo en los laboratorios de química como reactivo y como ya se ha indicado en las técnicas histológicas, fotográficas y otras.

El cloro con el platino forma varios compuestos, entre ellos los cloruros platinoso y platínico $Cl_4 Pt_2$ y $Cl_4 Pt$; el primero se presenta formando un polvo verdoso que se descompone por el calor en sus dos elementos, la luz también lo descompone en cloruro platínico y metal: se prepara calentando á una temperatura de 200 á 225° el cloruro platínico; este, llamado también tetracloruro de platino se presenta generalmente en agujas cristalinas de un color amarillento rojizo; da origen á los cloroplatinatos llamados por algunos autores cloruros dobles, la disolución de este con el ácido clorhídrico tratado por el hierro reducido por el hidrógeno, da un polvo negro que se le llama negro de platino; se prepara atacando el platino por el agua regia y evaporando la disolución. Ambos á dos se usan en el análisis química.

El mercurio con el cloro forma dos compuestos; los cloruros mercurioso y mercuríco.

El primero Cl Hg denominado tambien calomelanos ó mercurio dulce y en mineralogía mercurio córneo puede presentarse en polvo, en masas fibrosas y muchas veces en cristales prismáticos de base cuadrada; por la acción de otros cloruros como el sódico puede convertirse en bicloruro hasta en el estómago de los que lo hayan tomado (por eso no conviene tomar cosas saladas después de haberse medicado con este cuerpo): es descomponible por la acción del calor y de la luz; se prepara haciendo actuar por el calor una sal mercuriosa con el cloruro sódico y se emplea bastante en medicina.

El cloruro mercúrico llamado tambien bicloruro, sublimado corrosivo ó solimán: cristaliza generalmente en agujas finísima entrelazadas y de color blanco pudiendo presentarse tambien en masas más ó menos amorfas; cuerpo sumamente venenoso, tiene por contraveneno el sulfuro ferroso; se disuelve en el agua, alcohol y en el eter; puede prepararse, haciendo actuar directamente el cloro sobre el mercurio y por otros procedimientos si se quiere sublimado: se usa en medicina como antiséptico, en fotografía para reforzar los clixes, en la técnica histológica y otros varios.

LECCION 52

Cloruro de plata; su fórmula, sinonimia, preparación y usos; obtención de la plata de los baños que se han usado en la fotografía.—Combinaciones del cloro con el cobre, bismuto, estaño, magnesio, aluminio hierro y zinc; sus fórmulas, caracteres, preparación y usos de los principales.—Cloruro calcico: fórmula, caracteres, su estado en la naturaleza, preparación y usos.—Fórmula y preparación de los cloruros estannico, barico y lítico.—Fórmulas caracteres, su estado en la naturaleza, preparación y usos de los cloruros sodico y potasico.

Cloruro de plata Cl Ag llamado también plata clorurada, plata córnea ó Kerargirita; se presenta generalmente en grumos blancos, aunque puede cristalizarse en octaedros del sistema cúbico: es insoluble en el agua pero soluble en el amoníaco, cianuro potásico, hiposulfito sódico (fundándose en ésta propiedad la operación de fijar la imágen en los clichés y papeles fotográficos); se prepara haciendo actuar el cloro sobre la plata á la temperatura del rojo ó precipitando por los cloruros (generalmente el sódico) las sales de plata: de la mayor parte de los baños que han servido para la fotografía puede obtenerse, echándoles sal comun, el cloruro de plata que como insoluble y más denso que el agua se

precipitará en el fondo de la vasija; recogiénolo después y secándolo, podrá echarse en un crisol añadiéndole creta y á gran temperatura se liquidara, primero, descomponiéndose después, se podrá obtener un botón de plata proporcional á la cantidad de cloruro que se haya descompuesto.

Se emplea en análisis química, en medicina y en fotografía.†

El cloro con el cobre forma los cloruros cuproso $\text{Cl}_2 \text{Cu}_2$ y el cúprico $\text{Cl}_2 \text{Cu}$ que ambos á dos tienen pocas aplicaciones.

Con el bismuto forma un tricoloruro $\text{Cl}_3 \text{Bi}$.

Con el estaño forma los cloruros estannoso y estánico $\text{Cl}_4 \text{Sn}_2$ y $\text{Cl}_4 \text{Sn}$; el primero llamado sal de estaño se usa en análisis química y como mordiente en tintorería; el segundo es líquido, despide blancos humos en contacto del aire, por lo cual y por haberlo descubierto se le llama fumante de Sibarius.

El cloro con el magnesio forma el cloruro magnésico $\text{Cl}_2 \text{Mg}$; se halla disuelto en el agua del mar, dándole el sabor amargo á más del salado que tiene debido al cloruro sódico; puede combinarse con otros cloruros dando lugar á sales dobles; se uso como reactivo.

El cloro con el aluminio forma el cloruro aluminico $\text{Cl}_6 \text{Al}_2$ que puede formar también cloruros dobles principalmente con el cloruro sódico que forman el cloruro sódico aluminico que se emplea para extraer el aluminio.

Con el hierro forma el cloro dos compuestos, los cloruros ferroso y férrico $\text{Cl}_2 \text{Fe}_7$ y $\text{Cl}_6 \text{Fe}_2$ usándose.

los dos en medicina, el segundo, conocido con el nombre de percloruro de hierro.

El cloro con el zinc, forma el cloruro de zinc $\text{Cl}_2 \text{Zn}$ llamado también manteca de zinc; es muy delicuescente por lo cual se emplea mucho como deshidratante se prepara haciendo actuar el zinc con el ácido clorhídrico cuya reacción será:



Se emplea como cáustico y para conservar sustancias orgánicas que no sean alimenticias.

De poca importancia son los compuestos del cloro con el manganeso, en cambio con el calcio forma un cloruro de bastante importancia por sus muchas aplicaciones, cuya fórmula es $\text{Cl}_2 \text{Ca}$, se encuentra en el agua del mar y formando parte de algunos minerales; puede cristalizar en prismas exagonales, expuesto á los rayos solares adquiere propiedades fluorecentes; es muy higroscópico y debido á esta propiedad se usa no solo para desecar los gases sino tambien para observar la humedad del interior de las vitrinas donde se conservan instrumentos metálicos de precisión; en los laboratorios puede proporcionarse de los residuos de la obtención del amoníaco y del líquido que resulta de la obtención del anhídrido carbónico, pudiendo esto servir de norma para su elaboración cuando se precise.

No son de gran importancia los cloruros estróncico bórico y lítico, cuyos fórmulas $\text{Cl}_2 \text{Sr}$; $\text{Cl}_2 \text{Ba}$ y Cl Li , los cuales se extraen por la reacción de sus respectivos carbonatos por el ácido clorhídrico.

De mayor importancia es el cloruro sódico Cl Na . llamado también sal gemma, común, de cocina, de mi-

na, marina y otros; cristaliza en el sistema cúbico con formas dominantes el cubo y el octaedro, pudiendo presentarse también en grandes masas, variando mucho entonces en la coloración, se disuelve en el agua á razón de un 35 por 100, se encuentra muy abundante en la naturaleza principalmente en las aguas del mar que lo contienen en distinta proporción así: el Atlántico 25 milésimas; el Báltico 3; el Mar Negro 14; el de Azof 9; el Caspio 3; el Mediterráneo 29 y el Mar Muerto en cantidad fabulosísima pues Bontron y Henri, han encontrado 150 gramos de sales, por litro, dominando el cloruro sódico; Klaproth 429 y Gay Lussac 262 siendo estas diferencias debidas á las distintas épocas, después de grandes lluvias ó durante periodos de mucha sequía. Se extrae de las aguas del mar por evaporización ó de las minas y se aprovecha en usos culinarios, para la salazón de carnes, para fabricar el ácido clorhídrico y sulfato sódico, para barnizar la loza ordinaria y otros muchos usos.

El cloruro potásico Cl K no tiene tanta importancia ni se halla tan extendido en la naturaleza, como el sódico, como éste cristaliza en el sistema cúbico, es también soluble en el agua y se extrae generalmente de las cenizas de las plantas llamadas barrilleras; puede obtenerse en los laboratorios, haciendo accionar el ácido clorhídrico con una disolución de hidrato ó carbonato del mismo cuerpo, se usa para la fabricación del nitrato y de otras sales del potasio,

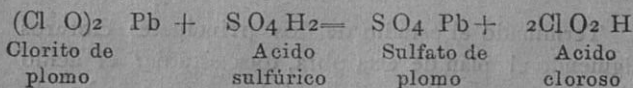
LECCION 53

Ácido hipocloroso: su fórmula deducida de la del anhídrido sus caracteres, preparación y usos.—Hipocloritos; su caracteres y preparación; hipoclorito calcico; su fórmula, caracteres y preparación.—Cloritos sus caracteres y preparación de los mismos.—Ácido clórico; su fórmula caracteres y preparación.—Cloratos; sus caracteres y preparación; usos de los cloratos barico y potasico.—Ácido perclorico; su fórmula caracteres y preparación.—Percloratos; sus caracteres y preparación del perclorato potásico; su fórmula y caracteres.—Diversos métodos para la obtención del cloro.

Terminado el estudio de los principales cloruros siguiendo el plán de esta obra, toca estudiar el ácido hipocloroso para lo cual recuérdase lo que se ha dicho del anhídrido pág. 133, dicho anhídrido $\text{Cl}_2 \text{O}$ accionando con el agua $\text{H}_2 \text{O}$ dará el cuerpo $\text{Cl}_2 \text{O}_2 \text{H}_2$ que en molécula sencilla será Cl O H , ó sea el ácido hipocloroso: es líquido á la temperatura ordinaria, de color amarillento, de olor á cloro, destiñe las materias colorantes y se prepara habiendo pasar una corriente de gas cloro por agua que tenga en suspensión óxido de mercurio ó bien oxidando el ácido clorhidrico con el permanganato potásico; substituyendo su átomo de

hidrógeno por un radical metálico, resultan los hipocloritos, que son cuerpos solubles en el agua, descomponibles por el calor y muy oxidantes; pueden prepararse haciendo pasar una corriente de gas cloro por una disolución de hidratos metálicos, son muy descolorantes, por lo cual lo usan las labanderas para sacar las manchas de vino, tinta y otras de la ropa blanca, valiéndose principalmente del hipoclorito cálcico $(Cl O)_2 Ca$, llamado también cloruro de cal, polvos de blanqueo, polvos de gas, usándose también para blanquear la pasta de papel, en fábricas de aprestos de telas blancas y a más de otros usos industriales, como desinfectante.

El anhídrido cloroso (pág. 134) $Cl_2 O_3$ con el agua $H_2 O$ dará $Cl_2 O_4 H_2$ que en su átomo sencillo será $Cl O_2 H$ que es el ácido cloroso: es de color amarillo verdoso, soluble en el agua y como el anterior muy oxidante y descolora las sustancias vegetales; se prepara hidratando su anhídrido correspondiente ó con un ácido enérgico descomponer un clorito,

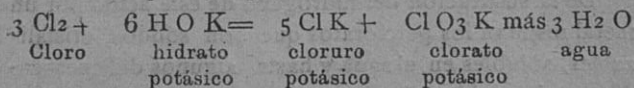


Sustituyendo el hidrógeno del ácido cloroso por un radical metálico tendremos los cloritos que son sales sólidas, cristalizables solubles, en el agua, descolorantes y se preparan haciendo accionar directamente el ácido cloroso con los hidratos de las metales que se quieran obtener.

Como ya se dijo en la pág. 133, algunos de los anhídridos del cloro no han podido aun ser aislados por eso no se trató en aquel lugar de los anhídridos clórico

y perclórico; la fórmula del anhídrido clórico sería $\text{Cl}_2 \text{O}_5$ y por lo tanto añadiendo una molécula de agua $\text{H}_2 \text{O}$ se convertiría en $\text{Cl}_2 \text{O}_6 \text{H}_2$ como molécula doble que en su molécula sencilla será $\text{ClO}_3 \text{H}$ que es la fórmula del ácido clórico, el cual no se conoce más que en disolución en el agua; tiene un olor á cloro muy marcado, enrojece fuertemente la tintura de tornasol, es también oxidante y descolorante como el anterior y el poder oxidante lo tiene en tan alto grado que las sustancias orgánicas se inflaman con su contacto; se prepara haciendo accionar el ácido sulfúrico con una disolución de clorato bórico.

La sustitución del hidrógeno del ácido clórico por los radicales metálicos, dá lugar á los cloratos; retienen estos bastante agua de interposición por lo que al calentarlos decrepitan fuertemente y actuando más el calor se funden y se descomponen, evolucionándose en cloruros y desprendiendo oxígeno, si al empezar la fusión, se echa alguna sustancia orgánica como pedacitos de papel, algodón en rama, azúcar etcétera, se inflamará rápidamente, produciendo una luz blanquísima y altamente intensa, siendo al aire libre, pues si fuera en recipiente cerrado, se obtendría una explosión; se prepara haciendo actuar el ácido clórico, con los metales ó con algunos de sus compuestos como los óxidos ó carbonatos, y también por la acción del cloro con los hidratos así por ejemplo



Los principales cloratos son el estroncico, bórico y

potásico; el bórico sirve para preparar otros cloratos: mediante los sulfatos solubles y el potásico se emplea mucho para la preparación del oxígeno; en medicina para muchas enfermedades principalmente en las de garganta y la industria en los fuegos artificiales, fabricación de cerillas y otros varios.

La fórmula del anhídrido perclórico sería $\text{Cl}_2 \text{O}_7$ que unido á una molécula de agua H_2O sería $\text{Cl}_2 \text{O}_8 \text{H}_2$: que en su molécula sencilla será $\text{Cl O}_4 \text{H}$ siendo esta la fórmula del ácido perclórico; se presenta en estado sólido ó líquido segun la temperatura del ambiente, densidad 1'78 tiene tanta afinidad con el agua que al hecharse una porción de él en la misma, produce un ruido como el que ocasiona un hierro caliente al introducirse en el agua; se descompone con mucha facilidad siendo su inestabilidad tal, que introducido dentro de un tubo, aunque se le cierre ó la lámpara, y se le guarde en lugar oscuro, llega á descomponerse con explosión; se hidrata y en este caso es más permanente: ataca la sustancias orgánicas y en caliente puede producir oxidaciones tan rápidas que hacen arder á las dichas sustancias: se prepara, haciendo destilar con mucha precaucion, una mezcla de perclorato potásico y ácido sulfúrico.

$\text{Cl O}_4 \text{K}$	más	$\text{S O}_4 \text{H}_2$	=	$\text{S O}_4 \text{H}$	K	más	$\text{Cl O}_4 \text{H}$
perclorato		ácido		sulfato			ácido
potásico		sulfúrico		ácido de potasio			perclórico

De la sustitución del hidrógeno de este ácido por un metal resultan los percloratos que son sólidos, cristalizables, solubles en el agua y hasta algunos delicuescentes, por la acción del calor se separa el oxígeno quedán-

do convertidos en cloruros; pueden prepararse directamente, haciendo accionar los hidratos, carbonatos ó algunos óxidos, con el ácido perclórico y también descomponiendo los cloratos con precaución, mediante la acción del calor; de los más importantes y comunes es el potásico que se disuelve poco en el agua fría, circunstancia que se aprovecha para separarlo del cloruro al prepararse por el método general,

La obtención del cloro podrá hacerse por aquellas reacciones en que este gas quede libre, no obstante, los que más se usan en los laboratorios son los siguientes:

1.º Colocando en un matraz cloruro sodico, bioxido de manganeso, y ácido sulfúrico, se tapa el matraz con un tapón con dos agujeros, por los cuales se hace pasar por el uno un tubo de seguridad embudado por la parte superior y por el otro un tubo de desprendimiento que irá á parar á un frasco lavador, del cual se dirigiera al aparato del cloruro calcico para obtenerlo completamente seco, recojiéndosele en un frasco.

2.º Con el bioxido de manganeso y el ácido clorídrico, disponiendo el aparato de la misma manera que el anterior y 3.º con el hipo clorito calcico y el ácido clorhídrico quedarán cloruro cálcico, agua y cloro libre.

LECCION 54

Combinaciones del bromo con los demás cuerpos simples.— Acido de bromhidrico; su fórmula, caracteres y preparación.—Bromuros; sus caracteres y preparación: principa; les bromuros.—Oxácidos del bromo; acido hipobromoso sus fórmulas, propiedades y preparación: hipobromitos su preparación y propiedades.—Acido brómico, su fórmula, propiedades y preparación; bromatos; su preparación.—Acido perbrómico; su fórmula y preparación: per bromatos: su preparación.—Optención del bromo.

El bromo no forma tantas combinaciones con los demás cuerpos simples como el cloro ni por su número, ni por su importancia bajo el punto de vista de sus aplicaciones.

De las combinaciones que pueda formar con el oxígeno ya se habló de ellas en la pág. (134) con el cloro en la pág. (204) y como en los anteriores se tratara aqui de la combinación hídrica ó sea del ácido bromhidrico Br H que es un gas que pesa 40'7 critas se líquida á 69° y se solidifica á -73° no se altera por la acción de la luz pero si por la del calórico que lo descompone; es muy soluble en el agua muy venenoso principalmente para la respiración; descompone los cloruros desprendiendo clorhídrico y convirtiendolos en bromuros; puede obte-

nerse directamente haciendo accionar el vapor de bromo con el hidrógeno, colocando en el recipiente un hilo de platino arrollado en espiral que en contacto con una corriente eléctrica, se le conserva en estado candente; puede tambien prepararse con el bromuro calcico y el ácido sulfúrico, verificándose la operación en un matraz para poder recoger el ácido bromhídrico.

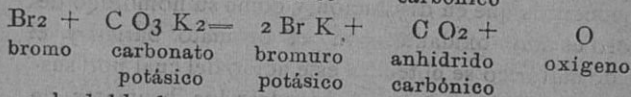
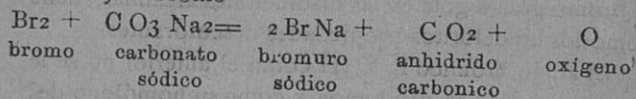
Sustituyendo el hidrógeno del ácido bromhídrico, por otro elemento resultarán los bromuros y si el elemento es metal ó radical metalico, resultarán los bromuros metálicos, que son en propiedades químicas y métodos de obtención, muy parecidos á los cloruros; por lo general son solubles en el agua á excepción de los mercurioso, argéntico, cuproso, plumbico y algun otro; se preparan generalmente por la accion directa de los vapores de bromo sobre los óxidos ó carbonatos metálicos, desprendiéndose en el primer caso oxígeno y en el segundo á mas de este, ácido carbónico.

Los principales bromuros son uno de yodo Br I uno de azufre $\text{Br}_2 \text{S}_2$; dos de selenio el protobromuro $\text{Br}_2 \text{Se}_2$ y el tetrabromuro $\text{Br}_4 \text{Se}$; uno de nitrógeno el tribromuro $\text{Br}_3 \text{N}$; formando á más el amónico; dos de fósforo, el tribromuro $\text{Br}_3 \text{Ph}$ y el pentabromuro que con el agua se convierte en oxibromuro; uno de arsénico el tribromuro $\text{Br}_3 \text{As}$; uno de antimónio, el tribromuro $\text{Br}_3 \text{Sb}$; dos de teluro el protobromuro $\text{Br}_2 \text{Te}_2$ y el tetrabromuro $\text{Br}_4 \text{Te}$; dos de mercurio el mercurioso $\text{Br}_2 \text{Hg}_2$ y el mercúrico $\text{Br}_2 \text{Hg}$ que se diferencian en que el primero es soluble en el agua y el otro no; uno de plata el bromuro argéntico que es muy parecido al cloruro y como en este se reduce la plata por la acción

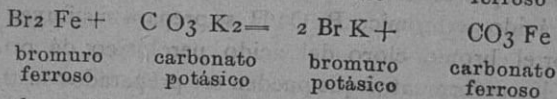
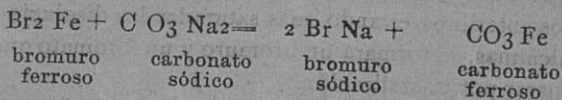
de la luz, por lo cual se usa en fotografía para sensibilizar las películas de gelatina que están estendidas en las placas, sobre las que se fijan la imagen mediante la acción de los reveladores que son unos fuertes oxidantes se hace visible y los disolventes como el hipo sulfito de sosa eliminan el resto de lo sensibilizado, fijando así la imagen; se prepara este bromuro tratando una disolución de una sal de plata como el sulfato, nitrato ó acetato por el ácido bromhídrico; dos bromuros de cobre el cuproso $\text{Br}_2 \text{Cu}_2$ y el cuprico $\text{Br}_2 \text{Cu}$ que se presenta este último en escamitas negruzcas parecidas al yodo; uno de bismuto, el tribromuro $\text{Br}_3 \text{Bi}$; dos con el estaño el estannoso $\text{Br}_4 \text{Sn}_2$ y el estannico $\text{Br}_4 \text{Sn}$; con el plomo uno el plúmbico $\text{Br}_2 \text{Pb}$ que es de un color amarillo de limón; con el magnesio uno el magnesico $\text{Br}_2 \text{Mg}$ que se halla en pequeña cantidad disuelto en el agua de los mares, principalmente en la del mar muerto y se supone con fundamento que de este compuesto toman el bromo las algas; dos con el hierro, el ferroso $\text{Br}_2 \text{Fe}$ y el ferrico $\text{Br}_6 \text{Fe}_2$ el primero es el que tiene más importancia y se prepara uniendo el bromo y el hierro directamente y en presencia del agua, usándose algo en medicina; uno de cadmio $\text{Br}_2 \text{Cd}$ que se usa en fotografía principalmente para los procedimientos llamado de ferrotipia, preparándose como el anterior; uno con el zinc $\text{Br}_2 \text{Zn}$; uno con el calcio $\text{Br}_2 \text{Ca}$ que se prepara con el ácido bromhídrico y el hidrato cálcico; uno con el litio Br Li .

De más importancia son en medicina los bromuros sódico y potásico Br Na y Br K sumamente parecidos tanto en su aspecto que son sólidos, cristalizados é inco-

oro como en sus acciones químicas que se funden por el calor, muy solubles en el agua y descomponibles por el cloro, convirtiéndoles en cloruros y dejando al bromo libre, pueden prepararse de muchas maneras; con sus carbonatos y el bromo



por la doble descomposición del bromuro ferroso y sus carbonatos



puede también por la acción del calor transformarse los bromatos en bromuros. Se usan mucho los bromuros de sodio y potasio en Medicina como calmantes del sistema nervioso para los epilépticos, histéricos, locura y en general siempre que hay sobre excitación del sistema nervioso: se usa también en fotografía, para añadirlos á ciertos baños reveladores á fin de disminuir los efectos de demasiada exposición á la luz de las placas sensibilizadas.

Los oxácidos del bromo son poco importantes y por esta razón son tratados muy á la ligera en las obras elementales.

El ácido hipobromoso Br O H no se le conoce más

que en disolución en el agua, es descolorante como su análogo el hipocloroso y se prepara echando óxido mercurico y bromo en el agua y agitándolo bien; sustituyendo el hidrógeno de este ácido para formar sales tendremos los hipobromitos que se preparan echando el bromo gota á gota en las disoluciones alcalinas; tiene como los hipocloritos propiedades descolorantes.

El ácido brómico $\text{Br O}_3\text{H}$ como el anterior no se le conoce más que en disolución y como su homólogo del cloro es muy oxidante; con el bromato bórico y el ácido sulfúrico se obtendrá este ácido del cual por sustitución del hidrógeno se obtendrán los bromatos, de caracteres muy análogos á los cloratos y se preparan como los anteriores, estando más saturadas las disoluciones alcalinas, se formará un bromuro y un bromato que se separan por cristalización.

El ácido perbrómico $\text{Br O}_4\text{H}$ se prepara sustituyendo por el bromo cloro del ácido perclórico; dá origen á los perbromatos que pueden ser preparados sustituyendo el hidrógeno del ácido por los mismos metales.

En muchas de las reacciones que se han citado quedaba bromo libre y por lo tanto varios pueden ser los métodos para la obtención del bromo, el que más se sigue en los laboratorios consiste en introducir en una retorta bitubulada bromuro potásico, bióxido de manganeso y ácido sulfúrico, resultando sulfato potásico sulfato manganésico, agua y bromo que se recoge en un matraz rodeado de una mezcla frígoriga para que se condensen los vapores de bromo.

LECCION 55

Combinaciones del yodo con los demás cuerpos simples.—
Acido yódhídrico; su fórmula caracteres y preparación.—
Yoduros; sus fórmulas, caracteres, preparación y usos de
los principales yoduros.—Oxácidos del yodo.—Acido yó-
dico; su fórmula, caracteres y preparación; yodatos; su
preparación y propiedades.—Acido peryódico; su fórmu-
la, caracteres y preparación; peryodatos; sus caracteres.
—Obtención del yodo.

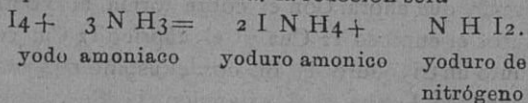
Muy análogos á los compuestos del bromo son los del yodo, los compuestos binarios oxigenados ya se trataron en la pág. (134) y siguiendo el orden establecido trataremos de la composición hídrica ó sea del ácido yodhídrico $I H$ llamado tambien ácido hidrayódico que es un gas incoloro que se descompone por la acción de la luz y del calor, pesa 64 kgras, puede liquidarse en el tubo de Faraday, y á -55 se liquida; tiene sabor amargo y olor sofocante; es muy soluble en el agua y ataca al mercurio por lo cual ha de recogerse en seco; se prepara introduciendo por un tubo cerrado por un extremo pedacitos de yodo, sobre este una capita de arena, sobre la arena pedacitos de fósforo y sobre este, otra capa de arena humedecida, se cierra el tubo con un tapón agujereado por el cual pasa un tubo de desprendimiento re-

cojiéndose en seco como el cloro, mediante una lámpara de alcohol, se calentara el tubo por la parte inferior el cual estará sujeto por un soporte; por la acción del calor se volatilizara el yodo reaccionando sobre el fósforo, formándose un yoduro de fosforo que accionando á su vez con el agua de la arena humedecida se formará ácido fósforo so que se quedará dentro del tubo á la par que se desprenderá el ácido yodhídrico que como ya se ha dicho se recojerá en seco.

Por la sustitución del hidrógeno del ácido yodhidrico se obtendrá los yoduros que aunque en menor cantidad que los cloruros y bromuros son solubles en el agua á ecepción de los de mercurio, plata, cuproso, bismuto, plomo y algun otro que son insolubles; son en general menos volátiles pero el calor los descompone más facilmente; por el fluor, cloro, ó bromo se descomponen formándose fluoruros, cloruros y bromuros desprendiendo yodo libre; se preparan por los mismos métodos que los cloruros y bromuros

Los principales yoduros son: uno de azufre $I_2 S_2$ dos de selenio al protoyoduro $I_2 Se_2$ y el tetrayoduro $I_4 Se_4$; uno de nitrógeno el triyoduro $I_3 N$ que le habían llamado antiguamente pero en la actualidad por creerse que tiene un átomo de hidrógeno que sustituye á otro de yodo se le formula $N H I_2$ y se le denomina *diyodomida* se presenta formando un polvo pardo oscuro, muy peligroso de manejar pues estando seco hace explosión con una facilidad extraordinaria, bastando el roce con las barbillas de una pluma ó la más ligera vibración del pavimento; estando húmedo se le maneja con más facilidad, se prepara tratando el yodo pulveri-

zado por el amoníaco, lavándolo en un papel de filtro y finalmente se coloca en porciones pequeñísimas para las experiencias de cátedra; la reacción será



Analogamente al cloruro y bromuro existe el yoduro amoniaco $I N_3 H_4$ que se usa en medicina mezclado con otros yoduros.

El yodo con el fósforo forma tres yoduros el biyoduro $I_2 Ph$; el triyoduro $I_3 Ph$ y el pentayoduro $I_5 Ph$ que se preparan disolviendo el yodo y el fósforo en el sulfuro de carbono y en las proporciones convenientes, según indica la fórmula, para obtener el yoduro que se desea; con el arsenico forma un triyoduro $I_3 As$; con el antimonio un triyoduro $I_3 Sb$; con el telurio dos que son el diyoduro $I_2 Te$ y el tretayoduro $I_4 Te$; con el mercurio forma dos el mercurioso $I_2 Hg_2$ y el mercurico $I_2 Hg$; el primero se presenta formando un polvo verdoso que se descompone por la acción del calor y de la luz, no soluble en el agua ni en el alcohol; el segundo es insoluble en el agua pero salubre en el alcohol y más si está caliente, se presenta de color rojo ó amarillo según se haya preparado y puede el amarillo pasar á rojo por acción mecánica debida al roce ó á la percusión; se preparan los dos por el método de dobles sustituciones ó sea haciendo accionar una disolucion de una sal de mercurio con otra de un yoduro alcalino generalmente el potásico; se emplean los dos en medicina.

Con la plata forma un yoduro $I Ag$; es sólido, amarillo, fusible por el calor y como los anteriores de mer-

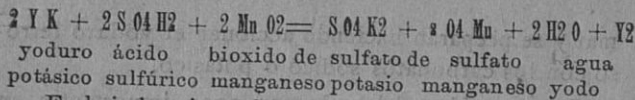
curio se prepara vertiendo una disolución de un yoduro alcalino en una sal de plata; se usa en la fotografía antes más que ahora. Con el cobre forma el yodo dos yoduros el cuproso $I_2 Cu_2$ y el cúprico $I_2 Cu$; con el bismuto un triyoduro $I_3 Bi$; con el estaño dos yoduros el estannoso $I_4 Sn_2$ y el estannico $I_4 Sn$ que se preparan directamente teniendo en cuenta sus pesos respectivos; con el plomo un yoduro $I_2 Pb$, se prepara fusionando en caliente dos soluciones una de yoduro potásico y otra de acetato de plomo, al enfriarse se precipita el yoduro de plomo que es de un color y brillo parecidos al oro y que la luz del sol descompone este cuerpo; con el magnesio un yoduro $I_2 Mg$; con el hierro dos yoduros el ferroso $I_2 Fe$ y el ferrico $I_6 Fe_2$; se prepara el primero introduciendo en un matracito agua destilada y limaduras de hierro y añadiendo el yodo poco á poco, el agua tomará un tinte verdoso debido á contener en disolución el yoduro y filtrandole podrá obtenerse cristalizado, haciendo evaporar el agua sobrante; se usa mucho en jarabe para combatir la clorosis y el escrofulismo. Se preparan por el mismo procedimiento los yoduros de cadmio $I_2 Cd$ y cinc $I_2 Zn$ usándose algo el primero en fotografía; el calcico $I_2 Ca$ se prepara vertiendo ácido yodhídrico sobre polvo de carbonato calcico y análogamente se obtendrá el litico $I Li$ con sólo cambiar el carbonato calcico por el litico.

De mucha importancia son en medicina los yoduros sodico $I Na$ y el potásico $I K$, ambos son blancos cristalizados, muy solubles y delicuescentes, encontrándose disueltos en pequeñas cantidades en el agua del

mar y se preparan haciendo accionar el yoduro ferroso con los carbonatos sódico ó potásico.

Los oxácidos del yodo son poco importantes en unos elementos de química, pues, algunos de ellos son poco conocidos y aun problemática su existencia; se cita el ácido hipoyodoso I O H por suponerse que existen algunos hipoyoditos que aun no han podido obtenerse aislados; se cita tambien el ácido yodoso aunque poco se habla de los yoditos; más conocido es el ácido yódico (recuerdese su anhídrido pag. 134) cuya fórmula será $\text{I O}_3 \text{H}$ es sólido, cristaliza en tablas exagonales, calentado con sustancias orgánicas las inflama y se prepara haciendo accionar el yodo con el ácido nítrico; la sustitución de su hidrógeno dá lugar á los yodatos, que tienen mucha analogía con los cloratos y bromatos á escepción de que son poco solubles y se preparan como, aquellos pudiéndose obtener los alcalinos, como por ejemplo el potásico, echando yodo á una disolución de clorato, añadiéndole una gota de ácido nítrico para que provoque la reacción; el ácido peryódico $\text{I O}_4 \text{H}$ es sólido, cristaliza en prismas oblicuos, muy solubles en el agua y se prepara descomponiendo el peryodato plumbico por el ácido sulfúrico; dá origen á los peryodatos que son insolubles y muy parecidos á los percloratos.

La obtención del yodo se verifica extrayéndolo generalmente del yoduro potásico colocado en una retorta con su alargadera y recipiente de condensación y añadiéndole ácido sulfúrico y bioxido de manganeso la reacción será:



En la industria suele estraerse de los nitratos sódicos impuros del Perú y de Chile y de las algas ya incinerandolas, estrayendo el yodo de sus cenizas, ya haciendolas fermentar y estrayendole del líquido procedente de la parte inferior del depósito que contenga las algas, en el primer caso se queman las algas, después de haberlas secado, se colocan las cenizas en una tina de doble fondo que el primero tiene varios agujeros y se coloca alguna paja encima para que sirva de fondo y se recoje la legía en la parte inferior: se concentra esta legía hasta los 30.º del densímetro de Beaumé, se vuelve á separar la parte líquida que habrá dejado muchos residuos salinos y mediante una corriente de cloro se obtiene un precipitado pulverulento de un color negro que es el yodo que se ha separado de los yoduros el cual se le sublima y resublima.

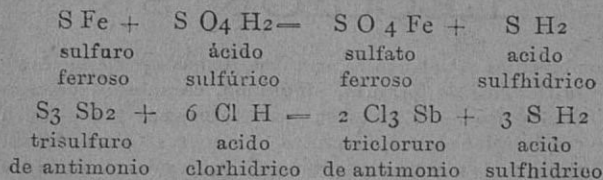
El otro procedimiento muy modernísimo consiste en recojer las algas y ponerlas en unos depósitos parecidos á los estercoleros de nuevos sistemas esto es en el fondo un pavimento con portland, con pronunciado declive y con estrias muy marcadas, casi canalones, á fin de que puedan con facilidad escurrir los líquidos los cuales van á parar á un depósito inferior: colocadas las algas á fermentar en estos depósitos segragan una gran abundancia de líquido que recogido por el mencionado sistema es transportado á las fábricas para la extracción del yodo, dando por este sistema un tanto por 100 mucho mayor.

LECCION 56

Combinaciones del azufre con los demás cuerpos.—Acido sulfhidrico; su fórmula, sinonimia, caracteres, preparación y usos.—Sulfuros; sus caracteres generales.—Sulfuros de selenio, sus fórmulas y nombres que reciben.—Sulfuro de nitrógeno: su fórmula y caracteres.—Sulfuros de fósforo: sus fórmulas y preparación.—Sulfosales y su nomenclatura.—Sulfuros de arsénico; sus fórmulas, sinonimia, caracteres, preparación y usos.—Sulfuros de carbono: sus fórmulas: caracteres, sinonimia, preparación y usos del bisulfuro de carbono.

Muy numerosas son las combinaciones del azufre con los demás cuerpos, con el hidrógeno forma el ácido sulfhídrico $S H_2$ llamado también ácido hidrosulfúrico sulfido hídrico, hidrógeno sulfurado, gas de los huevos podridos y otros; á la temperatura ordinaria es gaseoso pudiendo liquidarse mediante el tubo de Faraday es diafano, huele á huevos podridos, pesa 17 kritas. es muy soluble en el agua y más en el alcohol, se descompone por el calor á 400° y por la electricidad en sus elementos; enrojece las tinturas de tornasol, es venenoso no solo para la respiración sino tambien para la transpiración puesto un animal dentro de una vejiga con la cabeza fuera introduciendo gas sulfhidrico muere el animal á

los pocos minutos, su contra veneno es el agua ligeramente amoniacal; se prepara haciendo actuar el ácido clorhídrico ó sulfúrico con un sulfuro metálico generalmente el sulfuro ferroso ó el trisulfuro de antimonio las reacciones serán:



El aparato que se usa es un frasco de dos bocas ó un frasco que pueda tener en el tapón dos agujeros, uno para la probeta y otro para el tubo de desprendimiento siendo conducido después el gas á la cuba hidrargiro neumática ó en la cuba ordinaria, teniendo antes la precaución de calentar el agua ó saturarla con sal común á fin de que el gas sulfhídrico no se disuelva en ella; para obtenerlo con el trisulfuro de antimonio puede seguirse el procedimiento del doctor Bonet que consiste en obtener primero el ácido clorhídrico y hacerlo llegar gaseoso aun matraz que contenga trisulfuro de antimonio en fragmentos del tamaño de cañamones con un poco de agua destilada, en este matraz que estará dispuesto para poderse calentar con una lámpara de alcohol se recojerá el tricloruro de antimonio en estado de oxiclورو y mediante un tubo de desprendimiento se dirigirá el ácido sulfhídrico donde con venga, pudiendiendo ser al aparato de Woulf para tenerlo disuelto en el agua. Tiene muchas aplicaciones en los laboratorios de química, en medicina, disuelto en

el agua ya sea natural ó artificialmente y algunas veces tambien en la industria.

La substitución total ó parcial del hidrógeno de este ácido dá lugar á los sulfuros y cuando es parcial se llaman sulfhídratos; constituyen los sulfuros un grupo muy numeroso y con caracteres bastantes análogos, todos son sólidos y cristalizables á escepción del bisulfuro de carbono y algunos otros; si se les hace actuar con un ácido enérgico como el clorhídrico ó el sulfúrico hay emanaciones de gas sulfhídrico y si son polisulfuros se precipita azufre.

Las combinaciones del azufre con los cuerpos que son más electro negativos que él ya están vistos en las lecciones anteriores, exponiéndose aquí los sulfuros y polisulfuros principales que forma con los demás cuerpos: con el selenio forma dos un bisulfuro $S_2 Se$ y un trisulfuro $S_3 Se$ que tienen caracter electro negativo y por eso también se les llama sulfido selenioso y sulfido selenico; con el nitrógeno un sulfuro $S N$ cuerpo muy explosivo que detona por el choque y por el calor á una temperatura 160° ; con el fósforo forma varios sulfuros un protosulfuro $Ph_2 S$ un trisulfuro $Ph_2 S_3$ y un pentasulfuro $Ph_2 S_5$ llamados también sulfidos hipofosforoso fósforoso y fosfórico respectivamente y así como las combinaciones oxigenadas forman oxisales estas forman sulfosales, así se formarían sulfohipofósfitos, sulfosofitos y sulfosofatos correspondientes á los hipofósfitos, fosfitos y fosfatos de los compuestos oxigenados; se prepara haciendo accionar el azufre con el fosforo en cantidades proporcionales á su fórmula y calentando la mezcla con muchas precauciones; con el arsenico forma

también tres compuestos: el bisulfuro $S_2 As_2$ llamado también rejalgá, sandaraca y otros, es de color anaranjado rojizo y aspecto resinoso, usándose en pirotecnia y en pintura; un trisulfuro $S_3 As_2$ llamado oropimente se encuentra como el anterior en la naturaleza; tiene un color amarillo de oro: el pentasulfuro $S_5 As_2$ es también amarillo, los tres forman sulfosales como sus análogos del fósforo, siendo igual su preparación.

Como con el oxígeno, forma el carbono dos combinaciones con el azufre que son el protosulfuro SC y el bisulfuro $S_2 C$ habiendo no obstante una más que es el sexqui sulfuro $S_3 C_2$; de los tres, el segundo es el que tiene más importancia llamándose también anhídrido sulfocarbónico, sulfido carbónico, licor de Lampadius y otros; es líquido á la temperatura ordinaria, transparente hasta la diáfania, absorbe bastantes calorías para evaporizarse por lo cual produce un frío muy intenso, que si es en el vacío de la máquina neumática, llega hasta los 60° bajo cero; hierve á los 48° y á mayor calor se disocia; disuelve á muchos cuerpos como el yodo, bromo, azufre, selenio, fósforo á algunas sustancias vegetales y también á las grasas; la disolución de fósforo es muy inflamable y ha recibido el nombre de fuego feniano, basta impregnar una tira de papel de filtro para que al secarse arda espontáneamente, puede formar ácido sulfocarbónico $C S_3 H_2$ el cual puede formar sulfosales, se prepara haciendo actuar el carbono y el azufre directamente para lo cual se usa un recipiente bitubulado lleno de carbón y colocado al fuego, cuyas aberturas sirven una para echar pedacitos de azufre y la otra para llevar los vapores que se forman de este cuer-

po en aparatos de condensación; en los laboratorios de química se usa carbon vegetal colocado en una retorta de barro, en la industria cilindros de hierro en los cuales se introduce el cok y se procede como en los laboratorios condensando el vapor en recipientes adecuados (recuérdase lo que se dijo en las págs. 115, 116 y 117), se usa como disolvente, para vulcanizar la goma elástica los dentistas y grabadores; en otras industrias para extraer esencias y aceites, en agricultura como insecticida para combatir ciertas plagas.

LECCION 57

Sulfuros de silicio; sus fórmulas.—Sulfuros de antimonio: sus fórmulas: sinonimia, caracteres, preparación y usos del trisulfuro.—Sulfuros de telurio, de oro, de platino y de mercurio: sus fórmulas: sinonimia, caracteres, preparación y usos del mercurico.—Sulfuro de plata: su fórmula, sinonimia, caracteres, preparación y usos.—Sulfuros de cobre, bismuto y plomo: sus fórmulas, sinonimias preparación y usos.

Con el silicio se forman también un monosulfuro $S\ Si$ y un bisulfuro $S_2\ Si$ que este último no tiene la importancia de su homólogo el sulfuro de carbono y se supone existe natural en los geysers de Islandia: con el antimonio forma dos sulfuros un trisulfuro $S_3\ Sb_2$ y un pentasulfuro $S_5\ Sb_2$: al primero, llamado también sulfido antimonioso le conocen los mineralogistas por estibina ó antimonio gris y en la actualidad con el de antimonita: es sólido, cristalizado en prismas muy alargados que á veces forman masas radiadas pudiendo presentarse también amorfo, es frágil hasta el punto que raspándolo con la uña se reduce á un polvo escamoso; su color es grisáceo con brillo metálico pero estando hidratado como ocurre con el que se obtiene en los laboratorios, es anaranjado casi rojo, peso específico 4'62

se funde por la acción del calor y por la acción del so-
plete, da una perla llamada vidrio de antimonio, anti-
guamente llamado azafrán de metales, puede formar
sulfuro-antimonitos y se prepara purificando el que se
presenta en la naturaleza, fundiéndolo en un crisol ta-
pado, separándolo de la ganga que lo contiene; al pro-
ducto purificado se le llama también antimonio crudo;
se usa para obtener el gas sulfhídrico, el oxiclorigo de
antimonio, en análisis químico y para otros preparados
antimoniales que se usan en Medicina.

El telurio al igual que el selenio forma dos sulfuros
 $S_2 Te$ y $S_3 Te$; haciendo pasar una corriente de gas
sulfhídrico por una disolución de tricloruro de oro se
forman sulfuros de este metal que no están bien deter-
minados, pueden formar sulfosales; el platino tiene dos
sulfuros, el platinoso $S_2 Pt_2$ y el platínico $S_2 Pt$; el mer-
curio forma dos sulfuros, el mercurioso SHg_2 y el mer-
cúrico SHg ; este último forma la especie mineralógica
denominada cinabrio, tiene color rojo, cristaliza en el
sistema romboédrico, pudiéndose presentar amorfo y
hasta en polvo de color negro; se volatiliza por el calor,
dando cuando se le quema en el aire, anhídrido sulfuroso
y vapores de mercurio, por lo cual se empleaba anti-
guamente en fumigaciones para combatir el venereo y
la sífilis; el bermellón es una variedad del sulfuro mer-
cúrico que se prepara con 100 partes de mercurio y
38 de flor de azufre; triturándolo bien, se forma una
masa negra llamada etiope-mineral, echándose después
en 150 de agua, con 25 de hidrato potásico; se usa este
sulfuro en Medicina, en Pintura, para la extracción del
mercurio y otros varios; la plata tiene un sulfuro SAg_2 ,

llamado argirosa, cristaliza en cubos p. e. 7; calentado en contacto del aire evoluciona en sulfato y se prepara calentando la plata en un crisol con azufre ó haciendo atravesar una corriente de gas sulfhídrico por una disolución de una sal de plata, recogiéndose en forma de un polvo negro; el natural se emplea para la extracción de la plata.

El cobre tiene dos sulfuros, el cuproso SCu_2 y el cúprico SCu ; el primero se llama chalcosina y se prepara fundiendo una mezcla de azufre y cobre; el segundo llamado cavellina, se prepara haciendo atravesar una corriente de hidrógeno sulfurado por una disolución de una sal cúprica; el bismuto tiene dos sulfuros, el disulfuro $S_2 Bi_2$ y el trisulfuro $S_3 Bi_2$ que se preparan fundiendo en un crisol el azufre y el bismuto en las cantidades que indican sus pesos atómicos: el estaño tiene dos sulfuros, el estannoso $S_2 Sn_2$ y el estánnico $S_2 Sn$ llamado oro musivo, debido al color amarillo y brillo metálico, y se emplea para dar color a objetos de yeso y para poner en las almohadillas que frotan el disco de algunas máquinas eléctricas; se prepara, haciendo atravesar por una disolución de una sal estánnica, una corriente de ácido sulfhídrico.

El plomo tiene un sulfuro SPb llamado galena ó alcohol de alfareros; se encuentra en la naturaleza cristalizado en formas del sistema cúbico, de estructura laminosa, granosa ó compacta p. e. 7'5, brillo metálico y color gris de plomo; se funde mediante el calor, llegando hasta volatilizarse, pero calentándolo con los carbonatos alcalinos, sódico ó potásico, queda libre el plomo; el artificial se prepara haciendo accionar una corriente

de gas sulfhídrico en una disolución de una sal de plomo ó fundiendo el plomo con el azufre; se usa para la extracción del plomo y cuando es galena argentífera para la de la plata, también para dar brillo á las vasijas de barro como cazuelas, pucheros, etc., pues accionando en polvo con la arcilla dentro del horno á una elevada temperatura, se forma un silicato, fusible que las barniza, insoluble con muchos líquidos pero soluble en algunos ácidos.

LECCION 58

Fórmula y preparación del proto-sulfuro magnésico.—Fórmulas de los sulfuros de cobalto y de los de níquel.—Sulfuros de hierro: fórmulas, su estado en la naturaleza, sinonimias, caracteres, preparación y usos de los sulfuros ferroso, férrico, ferroso-férrico y del bisulfuro.—Fórmula, sinonimia, caracteres, preparación y usos del sulfuro cincico.—Fórmulas de los sulfuros de manganeso y del aluminico; fórmula, caracteres y preparación del sulfuro cálcico.—Fórmulas, preparación y usos de los sulfuros bari-cos y líticos.—Fórmulas de los sulfuros potásicos y sódicos; preparación del hígado de azufre.—Acido hidro-sulfuroso: su fórmula, sinonimia, caracteres y preparación; hidro-sulfitos: fórmula, caracteres y preparación del hidro-sulfito sódico.

El magnesio tiene varios sulfuros siendo el principal el protosulfuro SMg que se prepara haciendo accionar directamente el azufre con el magnesio; son también varios los sulfuros de cobalto, el cobaltoso SCo , el cobáltico S_3Co_2 ; el cobaltoso cobáltico S_4Co_3 y un disulfuro S_2Co ; análogos á estos en sus fórmulas son los del níquel, de poca importancia todos ellos.

El hierro forma también el mismo número de sulfuros que los dos anteriores; el sulfuro ferroso SFe , se halla en la naturaleza en pequeñas cantidades como en algunas piritas, hiullas, bolidos, etc., algunas veces cris-

talizado en prismas exagonales, pero generalmente en masas amorfas con algún brillo metálico; se prepara en los laboratorios, fundiendo flor de azufre con pedacitos de alambre ó limaduras de hierro, y cuando todo, está fundido se vierte sobre un ladrillo para obtener una torta que después se rompe á martillazos; se emplea para obtener el gas sulfhídrico.

Sulfuro férrico $S_3 Fe_2$ llamado sesquisulfuro de hierro: puede formar sulfuros dobles como la calcopirita, sulfuro férrico cúprico; el sulfuro ferroso férrico $S_4 Fe_3$ llamado también pirita magnética que cristaliza en prismas exagonales y por último el bisulfuro de hierro llamado pirita de hierro, pirita marcial, con una variedad llamada marquesita, cristaliza en el sistema regular (la marquesita en el rómbico) de color amarillo de latón, es muy abundante en la naturaleza y á veces suele ir acompañado por el cobre, thalio, níquel, cobalto, oro y otros varios; se usa para la fabricación del ácido sulfúrico del comercio y la marquesita para preparar sulfato de hierro y sulfato aluminico potásico.

El zinc tiene un sulfuro $S Zn$ denominado blenda, esfalerita, ojo de vívora á más de algún otro; cristaliza en el sistema regular presentándose también en masas amorfas, variando mucho su aspecto según su procedencia, pues no sólo el artificial se distingue bastante del natural, sino que entre éste cambia mucho, según su procedencia, p. e. 4; el artificial se prepara calentando el ácido cíncico con azufre ó precipitando una sal cíncica, mediante un sulfuro alcalino; el natural se usa en metalurgia para la extracción del zinc.

El manganeso tiene dos sulfuros, el sulfuro $S Mn$ y el

bisulfuro $S_2 Mn$; el aluminio uno cuya fórmula es $S_3 Al$; el calcio tiene varios, el monosulfuro $S Ca$ que tiene la propiedad de ser fosforescente en la oscuridad, después de haber estado expuesto al sol durante algún tiempo; se prepara calentando hasta el rojo en un crisol una mezcla de negro humo y sulfato cálcico anhidro, el bisulfuro $S_2 Ca$ se prepara haciendo hervir una lechada de cal con azufre.

El bario tiene varios sulfuros, siendo el más importante el protosulfuro $S Ba$, que se prepara reduciendo el sulfato por el carbono, sea el negro de humo ó bien el almidón ó azúcar y se usa para la preparación de otros compuestos báricos.

El litio forma también varios sulfuros y como el anterior el más importantante es el protosulfuro $S Li_2$ que se prepara y se usa como el bárico.

El sodio y el potasio tienen varios sulfuros formando una verdadera serie $S Na_2$, $S_2 Na_2$, $S_3 Na_2$, $S_4 Na_2$, $S_5 Na_2$, siendo la misma la del potasio con sólo cambiar el Na por K denominados por tanto, mono, di, tri, tetra y penta sulfuros; el último de éstos del potasio se la denomina hígado de azufre y se prepara calentando una disolución de hidrato potásico con flor de azufre.

Ya se indicó en la página 135 la existencia del radical thionilo SO el cual con el agua $H_2 O$ formará el ácido hidrosulfuro $SO_2 H_2$ llamado también hidrosulfúrico, aldehido sulfúrico ó hidrato de azufre, es líquido, color amarillo, muy reductor y de propiedades descolorantes, siendo muy inestable: se prepara echando pedazos de zinc á una disolución de anhídrido sulfuroso; su formulación es:

LECCIÓN 59

Acido sulfuroso: su fórmula, preparación y usos.—¿A qué se llaman sales ácidas, neutras ó dobles?—Sulfitos: su división, sus caracteres y preparación; principales sulfitos; sus fórmulas y usos.—Acido sulfúrico: fórmula, sinonimia, caracteres y preparación, tanto de laboratorio como industrial; purificación de este último y usos.

Acido sulfuroso: en la página 135 se estudió el anhídrido sulfuroso $S O_2$ que con una molécula de agua $H_2 O$ formará $S O_3 H_2$ que es la fórmula que se asigna al mencionado ácido; se le puede preparar enfriando una disolución acuosa de su anhídrido hasta una baja temperatura de algunos grados bajo 0 y se formará entonces unos cristales cúbicos que serán de este cuerpo: sustituyendo el hidrógeno de este ácido por un metal se obtendrán los sulfitos, pudiendo ser esta sustitución parcial ó total puesto que hay dos átomos de hidrógeno; cuando se reemplaza uno solo entonces son sulfitos ácidos y tienen por fórmula $S O_3 H M$ (la M representa el metal), cuando son reemplazados los dos átomos de hidrógeno se llaman sulfitos neutros siendo su fórmula general $S O_3 M_2$; dentro de estos aún puede haber otra variedad y es cuando los dos átomos de hidrógeno son reemplazados por dos metales distintos, denominándose en este caso

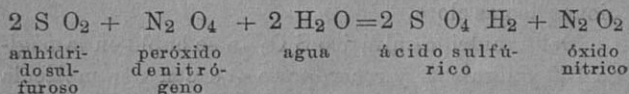
sulfitos dobles, correspondientes á la fórmula $S O_3 M M$ y debe fijarse mucho la atención en esto que queda escrito, pues puede generalizarse á otros muchas sales que se llamarán sales ácidas, sales neutras y sales dobles.

Los sulfitos ácidos son solubles, sólo los de magnesio, cálcio, estroncio y bario, huelen á gas sulfuroso y son amorfos menos los mencionados que pueden cristalizar; los neutros son inodoros, solubles y cristalizables; tanto unos como otros se descomponen por la acción del calor en sulfuros y sulfatos ó en óxido metálico y en anhídrido sulfuroso: por la acción del oxígeno sea el del aire ó por los cuerpos oxidantes, se convierten en sulfatos, y por la acción de los reductores en sulfuros; se preparan haciendo atravesar una corriente de gas sulfuroso por una disolución de hidrato ó carbonato de los metales que se desean obtener, saturándolo ó no según se quieran neutros ó ácidos; los más importantes son: el cálcico, el sódico y el potásico que se usan; el sulfito ácido de sódio $S O_3 H Na$ como antiséptico y el neutro $S O_3 Na_2$ se le llama también anticloro y lo aprovechan en las fábricas de blanqueo para separar las últimas porciones de gas cloro.

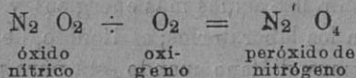
Del anhídrido sulfúrico $S O_3$ ya se habló en la página 136 y siguiente y recordaráse que con una molécula de agua $H_2 O$ nos da el ácido sulfúrico cuya fórmula es $S O_4 H_2$: se le conoce también con los nombres de aceite de vitriolo, óxido de sulfurilo y de hidrógeno, hidrato de sulfurilo: es de los ácidos más enérgicos y de uso más frecuente en los laboratorios; es líquido, de consistencia oleaginosa, muy diáfano cuando está puro por más que el del comercio se presenta con tonos negruzcos y muy

impurificado, es muy ávido del agua con la cual se une desprendiendo calórico hasta el punto que si se echase agua á una vasija de cristal que contuviera ácido sulfúrico podría ésta romperse; marca 66' en el densímetro de Beaumé, densidad 1'84; sabor muy ácido, enrojeciendo fuertemente las tinturas de tornasol, mancha la piel de color negruzco así como las demás substancias orgánicas se ennegrecen con su contacto, pues las carboniza; se descompone por el calor y por la acción de fuertes deshidratantes, como el anhídrido fosfórico, transformándose en su anhídrido

Se prepara por varios procedimientos, pero los principales son dos, uno de laboratorio y el otro el ordinario ó industrial; para el primero se monta un matraz grande con un tapón con cuatro agujeros, de los cuales conduce el primero gas sulfuroso $S O_2$, el segundo será óxido de nitrógeno $N_2 O_4$, el tercero vapor acuoso $H_2 O$ y el cuarto abierto por los dos extremos para dar entrada al aire y aún puede haber un quinto tubo doblado en ángulo recto para dar salida á los gases sobrantes del interior; las reacciones que se forman son las siguientes:



El óxido nitríco por la acción del oxígeno del aire se oxigena más y pasa á peróxido de nitrógeno ó gas hiponitríco tal como indica la siguiente reacción:

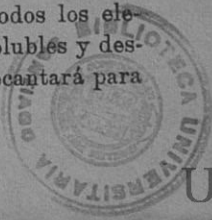


y por lo tanto vuelve á verificarse la reacción primera.

El procedimiento industrial consiste en producir el gas sulfuroso quemando azufre ó piritas de hierro y de cobre, cuyos vapores van á unas cámaras de plomo, se vierte en ellas ácido nítrico y después mediante un generador que se calienta se hace penetrar en ellas vapor acuoso, estableciéndose una corriente de aire en combinación con la combustión de las piritas: la formación del ácido sulfúrico por el anhídrido sulfuroso y el ácido nítrico es como sigue:



lo cual indica que el ácido nítrico se ha descompuesto y que el residuo $N_2 O_4$ ó sea el peróxido de nitrógeno continúa formando ácido sulfúrico por la acción del desprendimiento continuo del ácido sulfuroso de las piritas que se queman y por lo tanto por las reacciones que se han expuesto en el procedimiento del laboratorio continuará formándose el ácido sulfúrico; no obstante y eso como siempre suele haber diferencias entre la teoría y la práctica, conviene que el chorrillo de ácido nítrico de la segunda cámara sea continuo para que no haya interrupciones en la formación del mencionado ácido; el que expende el comercio es muy impuro por contener sales de plomo procedente de las cámaras y otros compuestos, como de arsénico, selenio procedente de las piritas á más de los vapores nitrosos que suele tener disueltos: para purificarle se le disuelve primero en siete ú ocho veces su volumen de agua, haciéndole pasar una corriente de gas sulfhídrico, lo que hará precipitar á todos los elementos químicos que formen sulfuros insolubles y después de dejarlo reposar lo suficiente se decantará para



destilar el líquido en una retorta colocada en un hornillo especial.

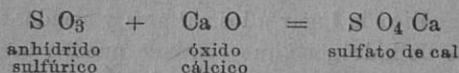
El ácido sulfúrico tiene muchísimas aplicaciones; como reactivo y para preparar muchos cuerpos en los laboratorios; como cáustico en Medicina y muy diluído forma la limonada sulfúrica; la industria hace un gran consumo de él, hasta el punto que no hay industria química que en mayor ó menor cantidad no lo precisen.

LECCION 60

Sulfatos: sus diversas clases, sus caracteres generales y preparación; explicación de su formación por las escuelas dualística y unitaria; discusión de sus fórmulas.—Sulfato amónico: sus fórmulas, caracteres, preparación y usos del neutro.—Sulfato crómico: su fórmula; aspectos que presenta y modos de prepararlos y usos; alumbre de cromo: su fórmula, preparación y usos.

La sustitución del hidrógeno de este ácido por un cuerpo metálico da lugar á los sulfatos y siendo dos las moléculas de hidrógeno que contiene pueden ser estos ácidos, neutros ó mixtos (recuérdese lo que se dijo de los sulfitos pág. 248), existiendo también los dobles llamados alumbres como el alumbre ordinario, sulfato doble, aluminico potásico $(SO_4)_4 K_2 Al$, $24 H_2 O$ cuya fórmula indica que hay cuatro moléculas de ácido sulfúrico que representan ocho átomos de hidrógeno los cuales están reemplazados dos por el potasio y los otros seis por el aluminio, indicando el $24 H_2 O$ que hay 24 moléculas de agua de cristalización: este grupo es muy numeroso, existiendo muchos, en la naturaleza formando especies minerales muy interesantes; se caracteriza porque son sólidos, cristalizables, pudiendo tener varias coloraciones como verde (sulfato ferroso), azul (sulfato de

cobre) y otros varios; por la acción del calor pueden ser fusibles ó nó; se descomponen por la acción de la electricidad; por los reductores se transforman en sulfuros; son solubles en el agua menos los de bario, estroncio, plomo, y calcio y se preparan haciendo actuar el ácido sulfúrico sobre los metales, óxidos, hidratos, sulfuros, carbonatos, cloruros y otras sales y los insolubles por doble descomposición; algunos pueden ser preparados directamente haciendo accionar el anhídrido con un óxido teniendo en esto razón la escuela dualística, pero que al quererlo generalizar á toda clase de reacciones, resulta inexacto y es muy de lamentar las intransigencias de escuela en las cuestiones científicas, pues muchos unitarios se callan esta reacción, por no tener que dar la razón á los dualistas, siendo esto muy exacto y científico, así la reacción siguiente:



vemos que es exacta, por lo cual los dualistas lo llaman sulfato de óxido de cal y lo formulan $\text{SO}_3, \text{Ca O}$; en cambio en muchas otras reacciones puede sustituir directamente el metal al hidrógeno del ácido, pues el mismo zinc con el ácido sulfúrico nos da el sulfato de zinc, y si como se verá más adelante se añade agua, esta no influye más que mecánicamente, es decir, como disolvente.

Podrían los sulfatos estudiarse, siguiendo una clasificación más ó menos metódica, establecida bajo los puntos de vista de sus divisiones, pero para mejor comprensión seguiremos el orden establecido ó sea el de la escala electroquímica.

El sulfato amónico puede ser ácido $\text{SO}_4 \text{H} (\text{NH}_4)$ ó neutro $\text{SO}_4 (\text{NH}_4)_2$ siendo el último el que tiene más importancia, es blanco y se prepara introduciendo los productos amoniacaes que quedan de residuo después de la obtención del cloruro amónico en un matraz que se calentará y los vapores que se desprenderán serán dirigidos á un frasco que contenga ácido sulfúrico diluido: se usa como abono y para obtener el alumbre amoniacal.

El cromo tiene un sulfato cuya fórmula es $(\text{SO}_4)_3 \text{Cr}_2$, ó bien desenvolviendo las cantidades de los paréntesis $\text{S}_3 \text{O}_{12} \text{Cr}_2$, presenta tres aspectos que se distinguen por el color verde, violado ó rojo: el primero que es el más vulgar, se prepara tratando el bihidrato crómico (página 184) por el ácido sulfúrico diluido, al cabo de algún tiempo se forman cristales de color violeta, que por la acción del calor retrocede al verde; disolviendo estos sulfatos después de calcinados y haciéndolos hervir, queda un residuo insoluble de color rosa; los dos primeros sirven para la fabricación del sulfato crómico potásico, llamado también alumbre de cromo, cuya fórmula es $(\text{SO}_4)_3 \text{Cr}_2, \text{SO}_4 \text{K}_2, 24 \text{HO}_2$ indicando que tiene 24 moléculas de agua de cristalización, de las cuales el calor puede expulsar 22, haciéndole pasar en este caso de un color rojo que tenía á un color verde; se usa en fotografía para bañar los clixés después que han sido bien lavados del baño de hiposulfito; también se prepara el alumbre de cromo haciendo accionar el bicromato potásico y el ácido sulfúrico y añadiendo alcohol.



LECCION 61

Sulfato platínico: su fórmula y preparación.—Sulfatos de mercurio: sus fórmulas y preparación.—Sulfatos de plata: fórmula y preparación del neutro.—Sulfato de cobre: su fórmula y sinonimia; preparación del agua celeste y aplicaciones de ésta; preparación de esta sal en los laboratorios y en la industria.—Electrolisis de las sales; explicación científica de la galvanoplastia.—Usos del sulfato de cobre.

El sulfato platínico $(\text{SO}_4)_2 \text{Pt}$ se prepara tratando el hidrato platínico (pág. 185) con el ácido sulfúrico, razón por la cual lo llaman los dualistas sulfato de óxido de platino.

El mercurio tiene dos sulfatos, el mercurioso y el mercúrico á más de que el mercúrico puede ser ácido, neutro y básico; el mercurioso $\text{SO}_4 \text{Hg}_2$ se prepara tratando el sulfato sódico por el nitrato mercurioso; el sulfato mercúrico neutro $\text{SO}_4 \text{Hg}$ se prepara directamente, haciendo accionar el mercurio y el ácido sulfúrico; añadiendo agua á este sulfato se desdobra en dos, uno que se precipita al fondo formando un polvo de color amarillo llamado turbith mineral y es un sulfato básico y otro que queda disuelto, que es un sulfato ácido.

PUBLICACIONES DEL AUTOR

Prácticas de Historia Natural.—1887.

Objeto y descripción del Acuario ambulante de la Estación Zoológica de Barcelona y Escuela de Piscicultura de Arosa.—1892.

Programa de las lecciones de Zoología, explicadas en dicha asignatura en varios cursos.

Programa de lecciones de Mineralogía y Botánica, explicadas en dicha asignatura en varios cursos.

Programa de las lecciones de Química general, explicadas en los cursos de 1894 á 95, 95 á 96, 96 á 97, y 97 á 98.

La Morfogenia en la Biología, Memoria en la que se trata de desarrollar el siguiente tema: «La vida orgánica es la resultante de las fuerzas mecánicas de las especies químicas que integran el ser: la misma resultante modela la estructura y ésta determina la forma en los seres vivientes.»—Folleto en 4.º—1898.

Apuntes de las lecciones de Química general, explicadas en la Facultad de Ciencias de la Universidad de Santiago.

Apuntes para clases prácticas de Mineralogía y Botánica (en publicación).

Apuntes para clases prácticas de Zoología (en publicación).

Se suscribe en la Librería de D. José Galí Camps, Rúa del Villar, 46, al precio de 0'50 pesetas la entrega de dieciseis páginas.