USC
UNIVERSIDADE
DE SANTIAGO
DE COMPOSTELA

LECCIONES

DE

QUÍMICA GENERAL

ESPLICADAS EN DICHA CÁTEDRA DE LA FACULTAD DE CIENCIAS DE LA UNIVERSIDAD DE SANTIAGO DURANTE EL CURSO DE 1894 A 1895

POR

A. VILA NADAL

DOCTOR EN CIENCIAS, CATEDRÁTICO AUXILIAR NUMERARIO DE DICHA FACULTAD SECCIÓN DE LAS FÍSICO-QUÍMICAS EN ESTA UNIVERSIDAD

SANTAGO:
Imp. de Fernández Tafall, hermanos
1894

USC UNIVERSIDADE DE SANTIAGO DE COMPOSTELA

Ga-22755
Etiqueta Nacional
(En carpeta)

BIBLIOTECA UNIVERSITARIA DE SANTIAGO
00556690

R. 146.693

1.500

UNIVERSIDAD DE SANTIAGO

FACULTAD DE CIENCIAS

PROGRAMA

DE LAS LECCIONES

DE

QUÍMICA GENERAL

ESPLICADAS DURANTE EL CURSO DE 1894 A 1895

BIBLIOTECA UNIVERSITARIA SANTIAGO

Imp. de la Gaceta, F. Tafall, hermanos.
TORAL, 7

C. Caeiro
Gª

USC UNIVERSIDADE DE SANTIAGO DE COMPOSTELA

PROGRAMA

DE

QUÍMICA GENERAL

LECCION 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 quimica.—¿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.

LECCION 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 quimico, 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.

LECCION 3.ª

Símbolo 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.

LECCION 4.ª

Símbolo quimico, historia, caracteres, enumeración de los nombres vulgares de los principales cuerpos compuestos en que entran, estado en la naturaleza y usos dél Cádmio, Cálcio y Carbono.

LECCION 5.ª

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

LECCION 6.ª

Símbolo químico, historia. caracteres. enumeración de los nombres vulgares de los principales cuerpos compuestos en que entran: estados en la naturaleza y

usos del cobre, cromo, davio, decipio, didimio, ervivio y escandio.

LECCION 7.ª

Símbolo químico, historia, caractéres, ennmeración de los nombres vulgares de los principales cuerpos en que entran, su estado en la naturaleza y usos del Estaño, Estroncio, Filipio y Flour.

LECCION 8.ª

Símbolo químico, historia, caractéres, enumeración de los nombres vulgares de los principales 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, Glucínio é Hidrógeno.

LECCION 10

Símbolo quimico; 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, caractérss, enumeración

de los nombres vulgares de los priucipales cuerpos compuestos en que entran: su estado en la naturaleza y usos del Iridio, Itervio, Lantano, Litio y Magnesio.

LECCION 12

Símbolo químico, historia, caractéres, enumeración 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, caractéres, 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 qua 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.

USC

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 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

USC UNIVERSIDADE DE SANTIAGO DE COMPOSTELA

que entran, su estado en lo 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 principales 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 solidos y gases (absorción de-

USC UNIVERSIDADE DE SANTIAGO DE COMPOSTELA

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 sustituír 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 construír 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 substancias 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 sustituírlas, 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.

USC UNIVERSIDADE DE SANTIAGO DE COMPOSTELA

LECCION 28

Recipientes de disolución y cristalización, cubetas, capsulas, vasos de precipitados, etc.—Recipientes de conservación de las substancias 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 anhidridos de los ácidos y de las bases.—¿Como cambian la terminación de los ácidos en las sales que forman?—Modificaciones establecidas en la nomenclatura de las combinaciones binarias oxigenadas.

USC UNIVERSIDADE DE SANTIAGO DE COMPOSTELA

LECCION 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 oxigeno con el bromo y el yodo.—Combinaciones del oxígeno con el azufre; fórmula, caracteres, preparación y usos de los anhidridos sulfuroso, sulfúrico y persulfúrico.

LECCION 32

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

LECCION 33

Combinaciones del oxígeno con el fósforo, fórmulas, caracteres, preparación y uso de los anhidridos fosforoso y fosfórico.—Combinaciones del oxigeno con el arsénico, fórmula, caracteres preparación y uso de los anhidridos arsenioso y arsénico.—Combinaciones del oxígeno con el cromo, formulas, caracteres, preparación y usos del óxido crómico, óxido cromoso crómico, bioxido de cromo y anhidrido crómico.

USC UNIVERSIDADE DE SANTIAGO DE COMPOSTELA

LECCION 34

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

LECCION 35

Combinaciones dél oxígeno con el boro.—Anhidrido borico fórmu'a, carácteres, preparación y usos.—Anhidrido sílicico, fórmula, carácteres y aplicaciones.—Compuestos del oxígeno con el antimonio, fórmulas, caracteres y preparación del anhidrido antimonioso, tetróxido de antimonio y anhidrido antimónico.

LECCION 36

Ligera idea de los anhidridos teluroso y telúrico.—Idem del anhidrido aurico y óxido auroso.—Oxido hídrico, estados en que puede presentarse. Agua en estada 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.

USC UNIVERSIDADE DE SANTIAGO DE COMPOSTELA

LECCION 38

Bióxido del hidrógeno, su fórmula, sinonimia, descripción de sus caracteres, anomalías que presenta como especie química, opinión probable para esplicar 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 mercurio, 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, carácteres, preparación y usos de los óxidos cuproso y cúprico.—Combinaciones del oxígeno con el bismuto, fórmula, caracteres y preparación del oxido bismútico, tetróxido bismútico y anhidrido bismútico.

LECCION 40

Combinaciones del oxígeno con el estaño, fórmulas, caracteres y preparación del óxido estañoso y del anhidrido estáñico.—Combinaciones del plomo con el oxígeno; breve noticia del subóxido de plomo, fórmulas, caracteres, preparación y usos del óxido plúmbico,

USC UNIVERSIDADE DE SANTIAGO DE COMPOSTELA

anhidrido plúmbico y oxído 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.—Combinaciones del oxígeno con el niquel, fórmulas, caracteres y preparación de los óxidos niqueloso y niquélico.—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 cádmico.—Fórmula, caracteres, preparación y uso del óxido cíncico.—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 cálcio, fórmula, sinonimia, caracteres, preparación y usos del óxido cálcico.—Combinación del oxigeno 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.

LECCION 44

Caracteres genera'es 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 Güignet.

LECCION 45

Hidratos dd platino, fórmulas, caracteres y preparación del platinoso y platínico.—Razones por lo que se supone la existencia del hidrático 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 preparacion de los principales (manganoso y mangánico).—Fórmula, sinonimia, caracteres, preparación y usos del

hidrato alumínico.—Fórmula, caracteres, preparación y usos del hidrato cálcico.—Fórmula, caracteres y preparación del hidrato estróncico.—Fórmula, caracteres, preparación y usos del hidrato bárico.—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?—Acidos hidrácidos.—¿Pueden formar sales?—Nomenclatura de estas sales.—Combinación del fluor con los demás elementos.—Acido fluorhidrico; su fórmula, caracteres, preparación y usos.—Princípales fluoruros simples y dobles que forma el fluor con los demás cuerpos simples.

LECCION 49

Combtnaciones 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

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 vastaría 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 atraviese 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 orígen el punto de partida y por el otro lado infinito, más, si por el mismo punto de orígen 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 orígen 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 sin cesar, 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 orígen 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 inórgánicos 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 intérvalo 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 embrionariamente 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 vivientes, las substancias que necesita. La aprensión de los alimentos la verifica fundiendo mediante el calor las substancias grasas que se derriten acomulándose á la torcida, circulando por capilaridad por entre sus hebras y ascendiendo á traves de las distintas zonas de la llama, se ponen incandescentes, produciendo luz y calor, y la misma oxidación del carbono por el oxigeno, 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 vivientes, 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 viviente al despedirse de la vida, pero antes de mor ir 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 depende 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 yá 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 adelántos 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 náturaleza, 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, cálcio, carbono, cerio, cesio, cloro, cabalto, 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

USC UNIVERSIDAD DE SANTIAGO DE COMPOSTELA

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 césio al cério se le representa por Ce y al césio 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	*Símbolo*	*Equivalente*	*Peso atómico*
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	*Símbolo*	*Equivalente*	*Peso átómico*
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		

USC UNIVERSIDADE DE SANTIAGO DE COMPOSTELA

NOMBRE	*Símbolo*	*Equivalente*	*Peso atómico*
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

USC UNIVERSIDADE DE SANTIAGO DE COMPOSTELA

ALUMINIO.—Al.

Descomponiendo el cloruro alumínico 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 volatelizarse, 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 alumínico potásico), las arcillas (silicato alumínico hidratado), el granate (silicato alumínico 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 contac to 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 antimoníos, 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 amorfoy 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 tetraoxido 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

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, bario, bismuto, boro y bromo.

ARSENICO.—As.

En tiempo de Dioscorires Anazarveo ya se conocían algunos compuestos arsenicales y se habían conocido sus propiedades venenosas y medicinales, pero hasta 1664 no fué extraido 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 grís 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 cristalizaen 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 rejalgar 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 creido 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 tambien 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 temperatnra de 480°, entra en ebullición y despide un vapor anaranjado, con tinte rogizo, que se condensa formando un polvillo que se llama flor de azufre.

Muchos esperimentos y muy curiosos pueden hacerse con el azufre, si cuando está líquido se le echa en agua fria, 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 ungüentos: 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 (protoxido de bario) que es caústico 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 diferenció, no se pudieron apreciar sus propiedades.

Es sólido, blanco con un tinte algo perlado y rosado, formando á veces irisaciones, peso especifico 9'8, se funde á 268° aumentando su densidad en estado líquido.

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

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

BORO.—Bo.

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

El boro se presenta en dos estados, cristalizado y amorfo, y autores hay que señalan un tercer estado llamándole grafitoideo, pero se supone que no es más que una combinación 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 amorfo tiene distintas propiedades, según haya sido calentado ó no, disolviéndose en este caso en el agua: presenta un caso algo raro con unirse con gran fuerza con el nitrógeno, 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 fetidéz.

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 Cádmio, Cálcio 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 ductil 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 tamhién 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 quimica 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 simpre deja algún resíduo, 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 cientificamente 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 resíduo 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 lapíz-plomo ó plombagina y no es tan puro como el anterior, pues siempre deja resíduos: 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 calórico 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 llamádo 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 vejetal 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 vejetal sirve para la combustión y como desinfectante por la propiedad de absorber las sustancias amoniacalcs 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; caractéres; 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 Suecia 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 cereo 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 Kairchgoff entre las décadas 5.ª y 6.ª de este siglo, por medio del análisis espectral, descubrieron en los resíduos de la evaporización de grandes cantidades de agua mineral de Durkheim y se le dió el nombre que deriva de caesius que significa azúl de cielo y posteriormente ha sido extraido 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 desflogisticado 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 esperimentos 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 acreolitos.

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

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, ervío 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 azúl, que también se llama, caparrosa azúl, 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 bronces, 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 bronces, 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 plantiníferas 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 aspectral, 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 céreo, forma muchos compuestos y casi siempre va acompañado del cereo 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 itri , en

los que se encontraron tres óxidos de itrio, tervio 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

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, Filipio 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 ductil 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 crugir, 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 bronces (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 bronces, 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 Bunsem, Matiessen 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 estróncico), celestina (sulfato estróncico) de la estroncionita (carbonato estróncico) 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.° 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. Rosceé 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

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 Fósforo y Galio.

FÓSFORO.—Ph.

Los alquimistas en su afán de buscar la piedra filosofal hacían multitud de estravagancias 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 pulvorizaba 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 obscura, 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 Boi'e, 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 Gahm 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, sinó 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 resíduo 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 romboédricos 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.

USC
UNIVERSIDADE DE SANTIAGO DE COMPOSTELA

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 extraido, 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 prisión un brillo metálico algo oscuro y se ha obtenido también blanco, puede forjarse y laminarse en frio, 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 estendido, 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 Roberto 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 O° 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 óxigeno 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 alcalí 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 aspectral 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 areostáticos 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.

USC UNIVERSIDADE DE SANTIAGO DE COMPOSTELA

LECCION 10

Símbolo 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 métodos para su estracción; 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 encontraban 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-

USC UNIVERSIDADE DE SANTIAGO DE COMPOSTELA

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 1.6000°, 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 aspectral lo ha patentizado en todo el mundo sidéreo, puede decirse que es el cuerpo que en más minerales entra; los ocres (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 azúl de Prusia (ferrocianuro férrico); forma parte también de los vegetales y en la economía animál 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.—Il.

Este metal fué descubierto en un óxido, por M. Hermam, 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

BIBLIOTECA UNIVERSITARIA GONZALEZ
USC UNIVERSIDADE DE SANTIAGO DE COMPOSTELA

tratadas por el ácido clorhídrico, obtuvieron un resíduo salino formado principalmente por cloruro de zinc; este resíduo examinado al aspectroscopio, en lugar de dar la raya verde que buscaban, se encontraron con una raya muy bonita de un color azúl 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 viendo 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 pepueñísimas 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 aspectral, 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.

Fué descubierto por Davy, descomponiendo la lati-

na por una fuerte corriente eléctrica, procedimiento por el cual había también aislado el sódio y el potásio.

El litio es un metal blanco muy parecido á la plata y como ella ductil 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, sinó 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.

USC UNIVERSIDADE DE SANTIAGO DE COMPOSTELA

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 asberto 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 extraido 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 mangánico), hausmanita (óxido manganoso mangánico), la pirolusita ó jabón de vidrieros (bióxido de manganeso),

alabandina (sulfuro manganoso), la manganita ó acerdesa (hidrato mangánico), el camaleón mineral (manganato potásico), el permanganato potásico que disuelto con el ácido sulfúrico puede encender las lámparas de alcohol, 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 minerales 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 también 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 desde la más remota antigüedad, pues lo conocían los griegos y los romanos y hasta se conservan en la actualidad escritos de aquella época en que los griegos le llamaban hydrargyros (agua de plata) y los romanos argentum vivum (plata viva ó movediza) y posteriormente se le ha llamado mercurio por haberlo dedicado las alquimistas 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 ductil 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 tirita 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.

USC UNIVERSIDADE DE SANTIAGO DE COMPOSTELA

MOLIBDENO.—Mo.

Fué aislado en 1790 por Hjelm y por parecerse uno de sus compuestos á la plombagina, se le ha dado el nombre de molibdeno, nombre que llevaba antes la plombagina; 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.

USC UNIVERSIDADE DE SANTIAGO DE COMPOSTELA

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 cnerpo metálico, no habiéndosele podido estudiar hasta ahora más que en polvo, densidad 6'27 y á igual que el magnesio, calentándolo 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 colombita (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 niquel 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; funde 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 niquel los objetos fácilmente oxidables, mediante la acción de la electrólisis del sulfato amónico niqueloso, operación que se llama niquelado.

Forma bastantes compuestos, entre ellos la niquelina ó kupfernickel (sulfuro arseniuro de niquel), la pimelita (doble silicato niqueloso alumínico), la garnierita (silicato doble de niquel 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 niquel; para la acuñación de moneda y preparación de otros compuestos y algunos de éstos en galvanoplastia para el niquelado.

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 mefítico; 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 critas, 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 nitro ó salitre (nitrato potásico), el salitre de Chile ó nitro cúbico (nitrato sódico), la piedra infernal (nitrato de plata) y otros muchos.

Se encuentra en la naturaleza libre, formando el 78 ó 79 °/o 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 grandisima 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 transaciones, 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 podria servir para ciertas joyas en su estado de pureza, razón por la cual ha de ligarse á otros metales que le dén 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 unas tierras que habían sufrido procedimientos ...os que dada la configuración del terreno no podía ...deb dos á causas geológicas y en cuyas tierras h... vestigios de oro: puede también encontrarse el ...ilones, en rocas cuarcíferas y pizarrosas.

Sirve el oro pr... ...nente para la acuñación de moneda; se emplea ... en joyería y antiguamente se le había usado ...icina por la propiedad de amalgamarse con ...urio; sus compuestos tienen también varias apl... ...s.

O.—Os.

El osmio fué d... ...o por Tennant en 1803.

Es un cuerpo s... ...álico algo parecido al arsénico, pero de may... ...d, pues tiene 22'47, se necesitan altas tempera... ...fundirle.

Uno de los co... ...más importantes que forma es el anhidrido ósm... ...uele venderse en el comercio dentro de unos ... de cristal, cerrados á la lám para por ambos e... ...que en el interior contiene dicho anhídrido ós... ...alizado en agujas blancas

ue es muy venenoso 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 bacteorológicas.

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

(1) Véase *Prácticas en Historia Natural* por el autor (Análisis micrográfico de las aguas, pág. 45.

LECCIÓN 15

Símbolo químico; historia; caractéres; 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.° 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 creido 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 movible y de un color azúl; 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 calorias 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 calorias, 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 caloria y así sucesivamente cuanto más se retarde el fenómeno menos sensible aparecerá á nuestros órganos de los sentidos. Muchos esperimentos 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 d 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, á la temperatura ordinaria, de color y brillo parecido á la plata, peso específico 11'5, ductil y se funde á 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, ítrio 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 mineralogia; 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

Símbolo 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.—Pl.

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 metalurgía 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°, recien 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 (oxido 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 albayalde (sulfuro de plomo), la sal de Saturno (acetato neutro de plomo), el estracto 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 serpentin, 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 reófaro 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 esta 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 expontáneamente 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 caústica 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 tártaro 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 Kirchhoff, descubrieron el rubidio en 1861 por medio del análisis espectral

USC UNIVERSIDADE DE SANTIAGO DE COMPOSTELA

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 potásio, sódio y lítio, 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 aspectral, 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 resíduo 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 sulfhidricas.

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; caractéres; 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 Woeheler y Saint Claire Dewille 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 anhidrido silícico con sus muchas variedades llamadas cristal de roca, cuarzo hialino, sílice, pedernal: con el aluminio los silicatos alumínicos como la distena, andalusita, las arcillas, la esmeralda (doble silicato glucínico alumínico), feldespato ortosa (silicato alumínico potásico), albita (silicato alumínico 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 borraj (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.—Tl.

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 0[0 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

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.

TELURO.—Te.

El teluro fué descubierto por Muller de Reinchenstein en 1782; después fué estadiado 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.

USC UNIVERSIDADE DE SANTIAGO DE COMPOSTELA

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 este 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 rutilo (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.

USC
UNIVERSIDADE DE SANTIAGO DE COMPOSTELA

TORIO.—To.

Dos veces ha estado en escena por Bercelins 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 creido otros autores haber descubierto elementos químicos nuevos que al uno le llamaron donario y al otro wasio, pero analizándolos 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 anhidrido 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.

USC UNIVERSIDADE DE SANTIAGO DE COMPOSTELA

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-manganoso 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 niquel cuando está recien 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 uranico), la lievigita (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 descobierto por un español llamado D. Andrés del Río que lo encontró estudiando un mineral de plomo de Zimapan y lo llamó eritronio en el año de 1801; posteriormente, en 1830, fué estudiado por Sefstrom, y por último encontrado por seguda vez por Joenkoeping que le dió el nombre que actualmente tiene.

Es un metal sólido á la temperatura ordinaria de color blanco argentino; tiene extructura microcristalina; peso especifico 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 estendido 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.

USC UNIVERSIDADE DE SANTIAGO DE COMPOSTELA

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 frabricante de sosa, descubrió el yodo en 1811, pero quienes estudiaron más detenidamente este elemento químico fueron Gay Lussac y Humphzy 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 hierve, emitiendo unos vapores de color violado y de esta cualidad oprcede 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 ext aia; 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 dósis 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 niobatos 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 ductil 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 á 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 cíncico), el blanco de zinc ó lana filosófica (óxido cíncico), la blenda (súlfuro cíncico), el vitriolo blanco (sulfato cíncico), la calamina (carbonato de zinc), la zinconita (hidrocarbonato cíncico).

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 estracción 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 Bercelius 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 frio, 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 circono 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 estendido.

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 oclusión 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 homogeneo, 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 caracter de las primeras y entonces por evaporación pueden separarse el disolvente y lo disuelto, otras veces no y tienen por tanto más caracter 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 absorve 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 borbujas 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.

USC UNIVERSIDADE DE SANTIAGO DE COMPOSTELA

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 triturar las substancias 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 consiente 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 crístal.

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 construído 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 ocostumbran 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: tapícese interiormente con la ladrillos refractarios cubriéndose las junturas 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 cuanta 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 substancias 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. vóbeda y C cuello de la retorta: las hay de vidrio de porcelana, de barro, de plomo, de platino, de hierro y aun de otras substancias; 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 sustituirse 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

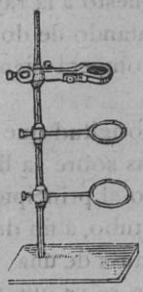


Fig. 21

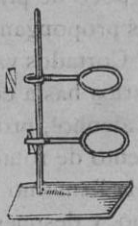


Fig. 22

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 substancias 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 substancias al sitio que haga falta:

estos tubos suelen expenderse 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 disecación 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 sustituirlos.

La mayor parte de las veces los gases tienen que purificarse y desecarse esto es, eliminar de ellos las substancias que lo impurifican y absorver 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, á fin de pasa los tubos para la recolección del gas.

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



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 betun ó cualquier otro chisme adecuado.

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

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

pueden sustituirse por frascos, tubos de quinqué rotos que podrán cerrarse por un extremo ó colocarles un tapón de corcho tapándoles los intersticios con cera ó parafina, aprovecándose 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, dése 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 serpentin que está arrollado en espiral dentro de un depósito y termina en la parte esterior 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-

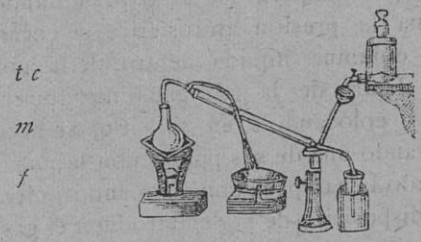


Fig. 27

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 serpentin 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 taparlo con un buen tapón de corcho agujereado para que pase el tubo, y después con arcilla humedecida tapar 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 substancias 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. 28 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

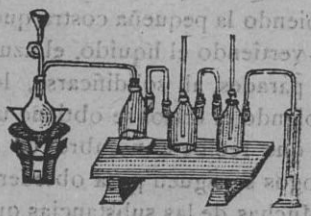


Fig. 29

Para un principiante ó para un aficianado 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 parades, 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 liquido 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 evaporiza 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 substancias 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 substancias 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 substancias 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

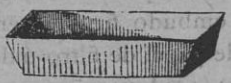


Fig. 31



Fig. 32



Fig33

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 substancias 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 podrán 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

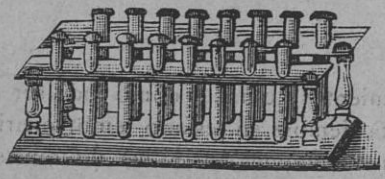


Fig. 34



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 las 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 metalúrgia 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 esplicación 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 metamórfosis que sufre el embrion 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 órden 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 órden científico ha sido primero el hecho que la ley: esto dicho en estos términos quiere decir que primero ha de ser la practica 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, carácteres, estracción 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 n ás 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 á la división de 'os cuerpos en metaloides y metales pues todos los dias 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 á la clasificación por los átomos, pues dividir los elementos químicos y los compuestos que forman en monoatómicos, monodínamos, monovalentes si su átomo vale camo uno ó di, tri, tetra, penta, hexa, etc., segun 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 tridínamo que se le llaman auricum y otros en átomo doble didinamo que se le llama aurosum 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 pág. 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 á 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 colocan dos 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 atrae, 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:

ESCALA ELECTRO-QUÍMICA

—Oxígeno	O''	Cobre	Cu'
Fluor	Fl'	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}
Oro	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'

LECCIÓN 30

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

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 anhidridos de los ácidos y de las bases: á medida que se irán estudiando las combinaciones del oxigeno 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 nomanclatura 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 (Ag_2 O) porque el oxígeno no entra más que como á uno: en cambio Ag_2 O_2 se llamará bióxido de plata porque el oxígeno entra como á dos: y así sucesivamente; cuando la proporción es de 2 á 3 ó sea 1 del uno por 1 y 1[2 de oxígeno, entonces se le denomina con el numeral latino *sesqui* ó *sexqui* como por ejemplo Cr_2 O_3 se llamará sexquioxido 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 asi por ejemplo Hg_2 O y HgO de estos dos compuestos de mercurio y oxígeno, por tener dos veces más de mercurio el Hg_2 O se le llamará óxido mercurioso y el Hg O 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.

OSO ICO
(poco) (mucho)

Los anhidridos 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 anhidridos de los ácidos, accionando con una molécula de agua se convierten en ácidos propiamente tales, así por ejemplo el anhidrido sulfúrico (SO_3) accionando con el agua (H_2O) se convierte sumando sus elementos en SO_4H_2 y esta es la fórmula del ácido sulfúrico.

Los ácidos terminan de la misma manera que el anhidrido de que proceden, esto es, en *oso* ó en *ico*: los ácidos dan orígen 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 clor*oso*	Clor*itos*
Acido sulfur*oso*	Sulf*itos* (1)
Acido seleni*oso*	Seleni*tos*
Acido nitr*oso*	Nitr*itos*
Acido fosfor*oso*	Fosf*itos*

. . . . . .

Del mismo modo

Si el ácido termina en ICO la sal termirá en ATO

Acido clór*ico* Clor*ato*

(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 brómico	Bromato
Acido yódico	Iodato
Acido sulfúrico	Sulfato
Acido selénico	Seleniato
Acido nítrico	Nitrato
Acido crómico	Cromato

. . . . . .

Tanto en los anhidridos como en los ácidos cuando se han encontrado combinaciones menos oxiginadas que la que terminaba en *oso* entonces se ha antepuesto la palabra *hipo* (que significa debajo) así el anhidrido 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 nitroso y nítrico se le denominará *hiponítrico* y cuando se encontrase otro más oxigenado que el terminado en *ico* se le antepone la partícula *per* ó *hiper* así el anhidrido más oxigenado que el sulfurico se le denominará *persulfurico* estas mismas denominaciones de los anhidridos se conservan también para los ácidos á que dan origen y los ácidos las trasmiten también á las sales que forman así:

Anhidrido hipofosforoso	Acido hipofosforoso	Hipofosfitos
Anhidrido hipofosfórico	Acido hipofosfórico	Hipofosfatos
Anhidrido permangánico	Acido permangánico	Permanganatos

La misma denominación se dá á los demás óxidos aunque no sean anhidridos 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 hipoóxido que sonaría muy mal.

USC UNIVERSIDADE DE SANTIAGO DE COMPOSTELA

LECCIÓN 31

¿Se conocen combinaciones del oxígeno con el fluor?—Combinaciones del oxígeno con el cloro.—Fórmula, carácteres, 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, carácteres, preparación y usos de los anhidridos 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 anhidrido hipocloroso, el anhidrido 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

Anhidrido 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 mercúrico (el óxido de mercurio debe ser obtenido

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

Anhidrido cloroso $Cl_2 O_3$. 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 $Cl O_2$ ó bién considerando un átomo bicondensado $Cl_2 O_4$ 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 anhidridos.

Con el yodo forma el anhidrido yódico y peryódico los cuales tienen por fórmula $I_2 O_5$ y $I_2 O_7$ 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 anhidridos.

Varios son los compuestos que forma el oxígeno con el azufre, unos conocidos y otros desconoctdos; 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: SO_2 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 SO_2 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 kritas y se disuelve en el agua mediante el aparato de Woulf; blanquea las substancias de orígen orgánico como las fibras vegetales, las sedas, las plumas, lanas etc.; un fenómeno muy curioso verifica el anhidrido sulfuroso liquido, 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 conjela el mercurio y puede hasta solidificar algunos gases: por la acción del calor á 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 anhidrido 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 anhidrido sulfuroso que aun no se ha descompuesto transformándolo en anhidrido sulfúrico SO_3; el anhidrido 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 hidrárgizo 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 á las pipas de vino, en la industria para fabricar el hielo y para varios otros usos.

Anhidrido sulfúrico SO_3: se llamó en otro tiempo sal volatil del aceite de vitriolo y actualmente se le conoce también con el de ácido sulfúrico anhidrio; oxido 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 anhidrido 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 anhidrido puede dar lugar á dos ácidos que son el disulfúrico ($S_2 O_7 H_2$) (humeante de Nonthausen) y el sulfúrico llamado también aceite de vitriolo ($SO_4 H_2$). Se prepara: 1.°, desidratando el acido sulfúrico ordinario por medio del anhidrido fosfórico: 2.°, oxidando el anhidrado 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 anhidrido sulfúrico combinado directamente con algunos óxidos metálicos puede dar lugar á sulfatos.

Anhidrido persulfúrico $S_2 O_7$: es un cuerpo sólido á bajas temperaturas ordinarias cristaliza en agujas delgadas como el anterior y da también vapores blancos en el aire humedo, uniéndose con el agua da lugar á la formación del ácido persulfúrico.

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

LECCIÓN 32

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

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

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

El anhidrido selénico cuya fórmula sería SeO_3 no ha podido aislarse y por lo tanto no está estudiado; solo se conoce el ácido selénico que dá origen á los seleniatos.

Más numerosas son las combinaciones del oxigeno 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_2O óxido nitroso
N_2O_2 óxido nítrico
N_2O_3 anhidrido nitroso
N_2O_4 peroxido de nitrógeno ó gas hiponítrico
N_2O_5 anhidrido nítrico
N_2O_6 » pernítrico (1)

Oxido nitroso N_2O: también se llama protoxido de nitrógeno ó anhidrido 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 nna cerilla recien 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 retorta y mediante el tubo de desprendimiento se recoje en una campana en la cuba hidroneumática; ha de calentarse con precaución pués 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 explique estas relaciones constantes

Oxido nitrico $N_2 O_2$ 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 volatil; este gas en contacto del aire ó en el oxígeno se sobreoxida convirtiéndose en peroxido de nitrógeno ó gas hiponítrico que es de un color rojizo y que prodnce 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, habiendose 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 desinfectante colocando el ácido nítrico en una vasija (plato, taza, gícara, vaso etc.) y echandole 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.°, tratado por el agua origina el ácido nitroso cuyo ácido dá 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 frigorifica.

Peróxido de nitrógeno $N O_2$: muchos autores consideran á este cuerpo como de moléculas dobles por lo cual escriben su fórmula ó notación $N_2 O_4$ mientras que la primera se considera más bien como el radical nitrilo: 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 nitrico; 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 diametro 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 $N_2 O_5$: 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, caráceres, preparación y uso de los anhidridos fosforoso y fosfórico.—Combinaciones del oxígeno con el arsénico; fórmula, caracteres preparación y usos de los anhidridos arsenioso y arsénico. —Combinaciones del oxígeno con el cromo: formulas, caracteres, preparación y usos del óxido crónico, óxido cromoso crómico, bioxido de cromo y anhidrido cómico.

El oxígeno con el fósforo forma menos combinaciones conocidas que con el anterior y no se estudiarán más que los anhidridos fosforoso y fosfórico; el primero tiene por fórmula $Ph_2 O_3$ es sólido; blanco, despide olor á ajos y se volatiza muy fácilmente; obsorbe en gran cantidad el vapor acuoso de la atmósfera y añadiendole un poco de agua se convierte en ácido fosforoso, el cual origina los fosfitos.

Anhidrido fosfórico $Ph_2 O_5$ es muy parecido al anterior y puede dar lugar á tres ácidos que son:

$Ph_2 O_5$ más $H_2 O = 2 (Ph O_3 H)$ ácido metafosfórico
$Ph_2 O_5$ más $2 H_2 O = Ph_2 O_7 H_4$ ácido pirofosfórico
$Ph_2 O_5$ más $3 H_2 O = 2 (Ph O_4 H_3)$ ácido ortofosfórico

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

campana procurando que el aire esté bién 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 anhidrido 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 anhidrido forfórico como deshidratante.

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

Anhidrido arsenioso As2 O3: 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 temperarura de enfriamiento: cuando cristaliza en el seno del ácido clorhidrico, 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 arsénitos 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 atmósferico 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-

cipalmente en taxidérmia para preparar el jabón arsenicál ó de Becoeur (1.)

Anhidrido arsénico As2 O5: 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 análogos del fósforo y que se denominan metársenico, piroarsénico y oro arsénico.

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

Muchos son los compuestos del oxigeno con el cromo y debe advertirse antes, qne el cromo es de aquellos metales que entran en las combinaciones con átomo sencillo ó doble, al primero se le llama *cromoso* y al segundo *crómico* de los muchos compuestos conocidos unos y desconocidos otros. se describirá solo el óxido crómico; el óxido cromoso crómico, el bioxico de cromo y el anhidrido crómico.

Oxido crómico Cr2 O3: se le llama también sesquioxido y viene á ser el óxido del crómico: es un cuerpo sólido á la temperatura ordinaria de color verde se presenta generalmenle 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 página 49 y siguiente.

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 $Cr_3 O_4$: 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 licuescentes de color rojo, es por tanto muy soluble en el agua; es un cuerpo muy oxidante y vertiendo sobre unos cristales de este cuerpo, alcohol concentrado óeter, arde transformándose en óxido crómico.

USC UNIVERSIDADE DE SANTIAGO DE COMPOSTELA

LECCIÓN 34

Compuestos binarios del biógeno con el corbono.—Oxído de barbono su formula, carácteres, obtención y usos.—Anhidrido carbónico, fórmula, caracteres; experimentos á que se presta; su estado en la naturalaza, 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 anhidrido carbónico.

Oxido de carbono C O: es un cuerpo gaseoso que pesa 14 kritas y que se líquida 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 anhidrido 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 cabónico C O2: es un cuerpo gaseoso que pesa 22 kritas que se liquida á 0ª 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 borbujas 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 creia con

tal no se haya formado á espensas del oxígeno del recinto y haya por lo tanto oxígeno respirable, (los asfisiados por el anhidrido 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 anhidrido 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 axfisia: 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 vínica, panificación, etc. y en la respiración animal tanto aérea como acuática; el anhidrido 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 anhidrido 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 citrico 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 anhidrido carbónico; existen jarras, botellas y otros aparatos para la fabricación casera del agua de Sels: se emplea en los laboratorios de quimica 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, carácteres, prepararación y usos.—Anhidrido silícico; fórmula, carácteres y aplicaciones —Compuestos del oxígeno con el antimonio; fórmulas, carácteres y preparación del anhidrido antimonioso, tetróxido de antimonio y anhidrido antimónico.

La combinación del oxígeno con el boro se denomina anhidrido bórico $Bo_2 O_3$ el cual es un cuerpo sólido, amorfo, incoloro, diáfano como el vidrio, perdiendo esta propiedad muy pronto y convirtiendose en una masa de color opalino; peso especifico 1'80, se funde por la acciόu 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 orígen al ácido bórico y éste á los boratos y biboratos.

Al inhidrido solicico 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 exagonales 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 anhidrido sílícico, 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 anhidrido 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 anhidridos antimonioso y antimónico y su intermedio el tetróxido de antimonio, mineral que ha inmortalizado el nombre de una población gollega Cervautes del

BIBLIOTECA UNIVERSITARIA
USC
UNIVERSIDADE DE SANTIAGO DE COMPOSTELA

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 tapandole 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 blánco algo amarillento, pero que como el anterior acentua su colorido por la occión del calor, no es soluble en el agua y se prepara calentando cualquiera de los dos anhidridos, pues por la occión 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 orígen estos ácidos á los antimoniatos.

LECCIÓN 36

Ligera idea de los anhidridos teluroso y telurico.—Idem del anhidrido aurico y óxido anroso.—Oxido hídrico; estados en que puede presentarse. Agua en estado de vapor; fenómenos que produce en la atmósfera.

El oxígeno con el teluro dan los dos anhidridos' *teluroso* TeO_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 anhidrido telúrico TeO_3 que presenta un color amarillo descomponiéndose por el calor quedando como residuo el anhidrido anterior; da lugar al ácido telúrico el cual origina los teluratos.

El oxígeno con el oro forma como más importante el anhidrido aurico y el óxido auroso, es el *anhidrido aurico* Au_2O_3 un polvo de color oscuro que se descompone en sus elementos por el color, 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 esplosivo; hidratando el anhidrido aurico podrán obtenerse con él los auratos, cuerpos hasta hoy poco estudiados. el *oxido auroso* Au_2O se presenta como el anterior for-

mando un polvo, aunqne 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 protóxído de hidrógeno ú óxido hidrico; se presenta en los tres estados de sólida, líquida y gaseosa dependiendo princípalmente 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 calorias y ocupa un volúmen 1700 veces mayor que cuando está liquida, 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 liquido sobre los cuerpos, ocasionando el fenómeno llamado rocio que si llega á conjelarse 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 vesiculas á otras, constituye la lluvia y si antes de desprenderse en lluvia se conjela, puede precipitarse en forma de granizo ó nieve.

LECCIÓN 37

El agua en estado líquido; boloraciones 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 especifico 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 biologia 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 dia 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 volúmen 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 absorver 79 calorias.

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 amoníoco 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 bote,lla ya por cambiar de color el líquido dentro de la misma, es muy fácil la manera de opera-: 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 afilada 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 eolor 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 substancias en disolución constituyendo las aguas potables ó minerales según los casos, así es que para obtenerla pura es preciso destilarla; muchisimas 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 esplicar estos fenómenos. —Preparación y usos del agua oxigenada.—Anhidrido ósmico; su preparación y usos.—Combinaciones del oxígeno con el platino.—Oxedo platinoso; su fórmula y diversos modos como puede expresarse; sus caracteres y preparación.—Oxido 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 oxidos 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 esplicar 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 clorhidrico en una mezcla frigorífica y despues 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 repitiendose la operación anterior unas cuantas veces y por último se separa el cloruro barico por el sulfato de plata que forma dos cuerpos insolubles qne 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 ennegrecidos por la acción del ácido sulfihídrico 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 biologia para oxigenar el agua de los acuarios cuando esta se halle falta de oxígeno.

USC
UNIVERSIDADE DE SANTIAGO DE COMPOSTELA

De las combinaciones del oxigeno con el ósmio la más importante es el anhidrido 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 anhidrido de base.

Oxido platínico $Pt O_2$ llamado también bióxido de platino ó anhidrido (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 oxigeno con el mercurio; 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 oxido bismútico, tetroxido bismútico y anhidrido bismútico.

El mercurio tiene dos óxidos el mercurioso y el mercúrico.

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 mercurico; se prepara haciendo accionar la potasa con una disolución acuosa de nitrato mercurioso.

Oxido mercúrico 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 facilmente

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 via seca ó por via 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 amoniaco 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 á 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 Cu O y el peróxido de cobre CuO_2 primero y último tienen poca importancia.

(1) Vease 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 rubí; 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 oxigeno al hidrógeno para formar agua, al carbono anhidrido 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 $Bi_2 O_2$ un trióxido ó sesquióxido $Bi_2 O_3$ el tetraóxido $Bi_2 O_4$ y el pentoxido llamado tambien anhidrido bismútico $Bi_2 O_5$ 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 haciándolo hervir en la misma legía.

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

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

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

Oxido estannoso $Sn_2 O_2$ 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 anhidrido 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.

Anhidrido 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 orígen á varios ácidos entre ellos el metaestánico y otros denominados poliestánnicos y de los que se hablará más adelante. Se prepara este anhidrido deshidratando cualquiera de los ácidos estánnicos 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 potea de estaño.

Las combinaciones del plomo con el oxígeno empiezan 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 enfriámiento, 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 mineralogia 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 anhidrido 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 anhidrido 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.

USC UNIVERSIDADE DE SANTIAGO DE COMPOSTELA

El magnesio con el oxígeno forma una combinación muy importante que es el oxido magnésico Mg O llamado vulgarmente magnesia calcinada, se presenta en polvo blanco; con el agua forma un hidrato; por la acción del calórico á elevadas temperaturas se pone incandescendente desarrollando gran cantidad de luz y sumamente brillante; neutraliza la acción de los ácidos más enérgicos y se prepara calcinando el hidro-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 niqueloso y niquélico.—Combinaciones del oxígeno con el hierro; fórmulas, carácteres, 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 oxidos cobaltoso y cobáltico (1).

Oxido cobaltoso Co O 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 oxigeno y transformándose en oxido 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:

Co_2^{VI}: Ni_2^{VI}, Fe_2^{VI}.

USC UNIVERSIDADE DE SANTIAGO DE COMPOSTELA

Oxido cobáltico $Co_2 O_3$ denominando también sexquioxido 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 niqueloso y niquélico por más que se citan el niqueloso niquélico y un bióxido.

Oxido niqueloso Ni O denominado también óxido de niquel 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 niquélico $Ni_2 O_3$ llamado tambien sexquióxido de niquel, 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 niquel.

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 anhidrido férrico que se supone su existencia por existir un ácido férrico.

Oxido ferroso Fe O 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 expontáneamente 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 aqui en Galicia puede prepararse calcinando el sulfato ferroso; el cual por la acción de la luz puede convertirse lentamente tambien 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 cíncico.—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 cíncico 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.

USC UNIVERSIDADE DE SANTIAGO DE COMPOSTELA

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

Oxido manganoso..... Mn O
Oxido mangánico..... $Mn_2 O_3$
Oxido manganoso 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 manganoso por el hidrógeno.

Oxido mangánico denominado también como su fórmula indica senquióxido de manganeso; se encuentra en la naturaleza formanda 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 manganóso.

Oxido manganoso 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 manganoso y mangánico.

Bióxido de manganeso es de los cuerpos que más aplicación tienen en química para la extracción del óxígeno, 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 manganoso.

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

Anhidrido 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 orígen 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, azúl 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 anhidrido básico con los ácidos enérgicos formando sales alumínicas y con las bases enérgicas obra como anhidrido

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 desvastaciones de cuerpos duros por el pulimento.

USC UNIVERSIDADE DE SANTIAGO DE COMPOSTELA

LECCIÓN 43

Combinaciones del oxígeno con el cálcio; 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 ítrio, 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 caústica, 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-

dros 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 contínuos según se haya de apagar el horno para extraer el producto ó no haya necesidad de esta operación; el espato de Irlandia 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 algibes, 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 extronciana, 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 oxídrica; se prepara calcinando el nitrato estróncico; con el agua forma un hidrato.

Bióxido de estroncio Sr O_2 no tiene grandes aplicaciones y se prepara vertiendo agua oxigenada en el hidrato estróncico 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 O_2 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 caústica 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 cómpuestos, 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 caústica; 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 oxigeno.

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.

USC UNIVERSIDADE DE SANTIAGO DE COMPOSTELA

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 Güignet.

Ya se dijo en la página 129 que dentro de los óxidos pueden haber los óxidos propiamente dichos y los anhidridos 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 oxídos que accionando con el agua constituian 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 enrojecido 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 lítio 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:

$Li_2 O$ más $H_2 O = Li_2 O_2 H_2 = 2 (Li O H)$ ó sea H O Li
Hidrato lítico

$Na_2 O$ más $H_2 O = Na_2 O_2 H_2 = 2 (Na O H)$ ó sea H O Na
Hidrato sódico

$K_2 O$ más $H_2 O = K_2 O_2 H_2 = 2 (K O H)$ ó sea H O K
Hidrato potásico

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 cíncico $(H O)_2 Zn$ " porque el átamo de zinc vale por dos.

Hidrato plúmbico $(H O)_2 Pb$" el átomo de plomo vale por dos.

USC UNIVERSIDADE DE SANTIAGO DE COMPOSTELA

Hidrato platínico (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 anhidrido correspondiente; muchos hidratos son insolubles y valiéndose de esta circunstancia se procurará mediante una sal soluble y otro hidrato soluble también 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 hidráto 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_2O 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:

$Cr_2 O_3$ más $H_2 O = Cr_2 O_4 H_2 = 2 Cr O_2 H$ (monohidrato).
$Cr_2 O_3$ más $2 H_2 O = Cr_2 O_5 H_4$ (bihidrato verde de Güignet).
$Cr_2 O_3$ más $3 H_2 O = Cr_2 O_6 H_6 = 6 Cr O_3 H_3$ (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 crónico 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 $Cr_3 O_5 H_2$.

USC UNIVERSIDADE DE SANTIAGO DE COMPOSTELA

LECCIÓN 45

Hidratos de platino; fórmulas, caracteres y preparación del platinoso y platínico.—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 cadmio 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 platínico forman sus hidratos (véase pág. 161.)

Hidrato platinoso $Pt_2 O_2$ 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 escuro casi negro y se prepara haciendo accionar la potasa en una disolución clorhídrica de protocloruro de platino.

Hidrato platínico $Pt O_2$ 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 Ag_2O más $H_2O = 2\,AgOH$ 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:

Sn_2O_2 más $2\,H_2O = Sn_2O_4H_4 = 2\,(SnO_2H_2)$.

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

El óxido plúmbico PbO con el agua H_2O forma el hidrato plúmbico PbO_2H_2 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 H_2O el hidrato magnésico MgO_2H_2 que puede hallarse cris-

talizado llamándole 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 anhidrido 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 $Fe\ O_2\ H_2$ 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 $Fe_2\ O_6\ H_6$ ó bién como lo escriben otros autores $(H\ O)_6\ Ffe$ se encuentra en la naturaleza formando varias especies mineralógicas, como la geotita, 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 (manganose y mangánico).—Fórmula, sinonimia, caracteres, preparación y usos del hidrato alumínico.—Fórmula, caracteres, pre aración y usos del hidrato cálcico.—Fórmula, caracteres y preparación del hidrato estróncico.—Fórmula, caracteres, preparación y usos del hidráto bárico.—Fórmula, caracteres y preparación del hidrato lítico.

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

El óxido manganoso Mn O con el agua H_2 O forma el *hidrato manganoso* Mn O_2 H_2 ó bién (H O)$_2$ Mn; es insoluble en el agua; en un principio es blanco oscureciéndose después pasando á pardo y finalmente á negro pués 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 Mn O_2 H se halla cristalizado en la naturaleza y es reconocido por los mineralogistas con el nombre de acedersa ó manganita; 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 alumínico $Al_2 O_3$ tiene su hidrato que será $Al_2 O_6 H_6$ pués 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 alumínico 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 bién $(H O)_2 Ca$ 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 anhidrido 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 H_2 O forma su hidrato Sr O_2 H_2; es soluble en el agua denominándose á esta disolución agua de estronciana; como el anterior absorve el anhidrido carbónico del aire para formar carbonato estróncico.

El protóxido de bario ó barita Ba O forma con el agua H_2 O el hidrato bárico Ba O_2 H_2; es soluble en el agua, cuya disolución se le llama agua de barita que también absorve como los dos anteriores el anhidrido 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, habiendo 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 anhidrido 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 Li_2 O con el agua H_2 O forma el hidrato lítico Li_2 O_2 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 sódio Na_2O con el agua H_2O formarán el hidrato sódico $Na_2O_2H_2$ que su fórmula simplificada será $NaHO$; se le conoce también con el nombre vulgarísimo de sosa caústica ó alcalí 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 eflorescencias blancas que no serán ya de hidrato sódico, sinó que al propio tiempo que absorve el vapor acuoso absorve también el anhidrido carbónico de la atmósfera convirtiéndose en carbonato, aquellas eflorescencias serán, pués, 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 caústica 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* K HO que también se le ha llamado piedra de cauterio, potasa caústica, 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

BIBLIOTECA UNIVERSITARIA SANTIAGO

USC UNIVERSIDADE DE SANTIAGO DE COMPOSTELA

M.470858

OBRAS DEL MISMO AUTOR

Prácticas en Historia Natural 1887.—Edicción agotada.

Objeto y descripción del Acuario ambulante de la Estación Zoológica de Barcelona y Escuela de Piscicultura de Arosa.

EN PUBLICACION

Manipulaciones de Mineralogia y Botánica.
Manipulaciones de Zoologia.

Tienen por objeto describir minuciosamente todas las operaciones prácticas, sin las cuales, los alumnos de dichas asignaturas no pueden hacer por si mismo las preparaciones indispensables para consolidar los conocimientos de estas ciencias; comprenderán las técnicas de microscopio, fotografía, petrografía, histología y anatomía botánica y zoológica; escursiones para la recolección de seres naturales y su preparación y conservación.

Se admiten suscripciones á estas obras, en la librería de DON JOSÉ GALÍ CAMP, Rúa del Villar 46.

LA ILUSTRACIÓN NATURALISTA

Revista de Ciencias Naturales

Hará su reaparición dentro de breve tiempo.

USC UNIVERSIDADE DE SANTIAGO DE COMPOSTELA

USC
UNIVERSIDADE
DE SANTIAGO
DE COMPOSTELA