



CURSO

de

CIENCIAS FISICAS

PARA EL USO DE LOS ALUMNOS DE FILOSOFIA,

por

A. BOUCHARDAT.

Doctor en Medicina, y agregado á la facultad de dicha Ciencia en París, Gefe de Farmacia en el hospital general de la misma Ciudad.

TRADUCIDO DEL FRANCES

Y ANOTADO

por

ANTONIO BLANCO Y FERNANDEZ,

Doctor en Medicina, Catedrático de la Universidad literaria de esta Ciudad, antes de Agricultura de Santiago, condecorado con la cruz de Caballero de la Orden Nacional Americana de Isabel la Católica, individuo de la Academia de ciencias naturales de Madrid y Barcelona, de la de ciencias médicas y naturales de Bruselas, socio de número de la de amigos del pais de Valencia, corresponsal de la Matritense, de la de horticultura de Lieja, &c.

QUIMICA.

Valencia: Imprenta de Gimeno.—1843.

Todos los egemplares de esta obra, ademas de llevar las contraseñas que se estimen, irán rubricados por el traductor, para los efectos de la propiedad.



R-75792





PROLOGO DEL AUTOR.

La segunda parte del curso de ciencias físicas que hoy publico es la Química. En ella he preferido al estudio profundo de tal ó cual parte de dicha ciencia la esposicion clara y metódica de sus principios fundamentales, para que de este modo sirva de guia á los jóvenes alumnos y puedan con mayor facilidad adquirir luego nociones mas completas. Me he esforzado en presentar con precision y claridad los grandes descubrimientos

VI

que han elevado la química en este último siglo al rango de las mas útiles, bellas, y amenas. Los experimentos acerca la descomposicion del agua y aire formarán una época para siempre memorable, y estoy convencido de que el tiempo obscurecerá algunas glorias efímeras consideradas hoy dia como eternas, y que las generaciones futuras al hablar de este período quizá digan: esta ó la otra cosa sucedió en el siglo de Lavoisier. Semejante creencia demuestra la veneracion que me inspiran los trabajos de nuestro ilustre químico. Creería asimismo, cuando trate de demostrar los grandes experimentos que á dicho genio debemos, faltar al respeto que justamente merecen sus investigaciones, si cambiára la mas mínima espresion; referiré por lo tanto religiosamente los textos en que tales descubrimientos se consignan, sin olvidar por ello los resultados de los dignos sucesores de tan distinguido sábio, que tanto han contribuido á la precision y claridad en las determinaciones numéricas.

Para formar este compendio he consultado todas las obras clásicas de química, y especialmente las de los señores Berzelius, Thenard, Chevreul, Dumas, Orfila, Liebig, Girardin, Grosourdy,

VII

etc., como asimismo las mas acreditadas memorias, informes, y resúmenes del instituto, anales de física y química, etc., etc.

La obra que al público ofrecemos proporciona ademas al jóven alumno que terminó sus estudios preliminares la ventaja de poder recordar por su medio las ideas ó nociones poco ha gravadas en su memoria; para conseguirlo, me he esforzado en presentar un resúmen tan sucinto como ecsacto de los conocimientos que poseian los antiguos sobre las diferentes partes de la ciencia. Como mi objeto no es formar sabios, sino el de preparar á la juventud estudiosa, he enlazado á la química todas las aplicaciones que á cada paso puedan presentarse, bien persuadido de que nuestros lectores encontrarán ocasion mas de una vez para aplicar con utilidad los conocimientos que este nuestro libro les haya proporcionado. Por último, no he perdido tampoco la ocasion de manifestarles que cuanto mas se profundicen los misterios de las ciencias físicas, mucho mejor podremos admirar la infinita sabiduría del que preside los destinos de toda criatura.

QUÍMICA.



PRIMERA PARTE.

Química inorgánica.

§. I Nociones generales.

Definición de la química. — Dificil es definir con exactitud el vasto ramo que va á ocuparnos; no obstante, segun los conocimientos actuales podremos decir *es la química aquella ciencia que nos da á conocer la naturaleza de los cuerpos y accion que egercen unos sobre otros.*—El químico estudia la composicion íntima de ellos, penetra, por decirlo así, en su interior, para aislar sus diversos principios, y estendiéndose mucho mas allá, reproduce por medio de una série de maravillosas metamórfofis los que ha destruido, haciendo nacer el órden del caos, y dando de este modo una idea aunque débil del poder infinito del criador. El grande atractivo que tiene el estudio de esta ciencia crece con la utilidad que acompaña á todas sus operaciones; la higiene pública, medicina y artes, necesitan de su auxilio, y ad-

quieren nuevo brillo con las luces que la química les suministra.

CUERPOS SIMPLES Y COMPUESTOS. — Dos clases de cuerpos existen en la naturaleza; simples, cuyo número es muy corto, y compuestos, que casi exclusivamente forman el vasto imperio de aquella. Los primeros son aquellos en quienes no se ha encontrado hasta de ahora mas de una sustancia; tales son el azufre, hierro, plomo, oxígeno, hidrógeno, y otros hasta cincuenta y cuatro, los cuales combinándose de dos en dos, tres en tres, etc., dan origen á los últimos. Unos y otros se componen de una multitud de partes pequeñas que podremos llamar *moléculas*, *átomos* ó *partículas*; sin embargo debemos advertir como esta última denominacion se aplica con especialidad á las de los cuerpos simples. Con el fin pues de no confundir estas dos especies de átomos, se designan bajo el nombre de *moléculas integrantes* las de los cuerpos simples, y con el de *constituyentes* las de los compuestos.

DE LA AFINIDAD QUIMICA. — Si dadas ciertas circunstancias se ponen en contacto dos cuerpos simples, resultará de su union un compuesto que en nada se parece á ninguno de ellos; á este fenómeno se da el nombre de *combinacion*. Así, cuando se calientan en un crisol cuarenta partes de plomo y diez de azufre, se obtiene un compuesto homogéneo en el cual no se descubre ningun vestigio de plomo ni azufre; pero cada molécula de dicho compuesto, por pequeña que sea, contiene proporcionalmente la misma cantidad de ambas sustancias.

No basta para que se combinen dos cuerpos que se pongan en contacto el uno con el otro, pues diferentes causas se oponen á ello; por cuyo motivo tan solo podremos decir que todos tienden á combinarse. Esplicase esta tendencia á la combinacion admitiendo una fuerza inherente á las moléculas ó átomos de la materia llamada *atraccion molecular*, ó *atómica*, que toma diferentes nombres, segun que se opera entre átomos similares, ú otros de diversa naturaleza; en el primer caso se llama *cohesion*; en el segundo *afinidad*.

COHESION. — Siendo la cohesion como acabamos de ver la fuerza que une los átomos de igual naturaleza, esto es los integrantes de un cuerpo, será tanto mayor cuanto mas pronunciado sea el esfuerzo necesario para separar sus partículas; de donde se sigue que es casi insensible en los gases, muy débil en los líquidos, y mas ó menos grande en los sólidos. Esta es la fuerza que casi siempre se opone á la combinacion de los cuerpos; con efecto, siempre que la misma fuere mayor que la afinidad, la combinacion no podrá verificarse; razon por la cual los sólidos raras veces se combinan. Si representamos la cohesion del plomo y azufre por 7, y la afinidad de las partículas del primero con las del segundo por 6, es evidente como dichas sustancias no se unirán hasta que una causa cualquiera disminuya su cohesion; tal pues es el calórico, que fundiendo entrambos cuerpos, hace casi nula la fuerza que les mantiene en aquel estado, favoreciendo el mejor modo la union de ellos.

AFINIDAD. — La afinidad es la fuerza que obra

entre átomos de naturaleza diferente. No todos los cuerpos la disfrutan á igual grado; con efecto, si se calienta cinabrio (compuesto de azufre y mercurio) con hierro, este se apodera del azufre de aquel, dejando libre el mercurio, que se volatiliza; lo cual prueba como el azufre tiene mayor afinidad con el hierro que con el mercurio. La afinidad toma algunas veces el nombre de electiva por razon de la preferencia con que ciertos cuerpos se unen á otros.

Diferentes causas pueden modificar la afinidad

1^a *La cantidad de un cuerpo puesto en contacto con otro.* Si se hace pasar una corriente de ácido sulfúrico por una disolucion de carbonato de potasa (ácido carbónico y potasa), el ácido carbónico se desprende, y el sulfídrico se combina con la potasa; si se hace la operacion al reves, se verá como el ácido sulfídrico se desprende y el carbónico se une á dicha base. La esperiencia prueba como el ácido carbónico tiene mayor afinidad con la potasa que el otro gas; pero en razon de la corriente continua de ácido sulfídrico, la descomposicion se verifica porque el ácido carbónico desprendiéndose no puede contrabalancear los efectos del primero.

2^a *La cantidad relativa de los cuerpos, entre los cuales puede haber combinacion, influye mucho en la afinidad.* Si suponemos al cuerpo A capaz de unirse al B en tres proporciones diferentes, y representamos los cuerpos resultantes el 1^o por AB, el 2^o ABB, y 3^o AB³, tendremos que la union del B con el A será tanto mas intensa cuanto menor fuere la cantidad del B res-

pecto del A ; de manera que en igualdad de circunstancias el cuerpo ABBB podrá perder con facilidad á B, y transformarse en ABB. Este cederá con mayor dificultad á B para pasar á AB, y será difícilísimo deshacer la combinación AB, lo cual prueba nuestro aserto. La agua y el bi-óxido de hidrógeno nos ofrecen un egemplo igual; el primero de estos cuerpos se compone de un volúmen de oxígeno y dos de hidrógeno, y el segundo de dos volúmenes de aquel y dos de este; basta calentar el último compuesto para que pierda la mitad de su oxígeno y se transforme en agua, que no puede descomponer el calórico.

3^a *Cuando un cuerpo se halla combinado con otro, su accion sobre un tercero es nula ó casi nula.* Egemplo: el bisulfato de potasa, que contiene dos veces tanto ácido sulfúrico como el sulfato neutro de la misma base, no enrojece tanto la tintura de tornasol como el ácido libre, y el sulfato neutro no le causa modificacion alguna.

4^a Ya hemos hablado anteriormente del grande influjo de la cohesion sobre la afinidad.

5^a *El calórico no ejerce siempre la misma accion sobre la afinidad.* De manera que en unos casos descompone las combinaciones sin poderlas reproducir, y en otros obra favoreciendo la accion de los componentes; en el primero, separando los átomos, disminuye su atraccion, como sucede al deutóxido de cloro, que el calórico descompone en cloro y oxígeno; en el segundo hace mucho menor la cohesion como ya hemos visto en su artículo correspondiente. Sin embargo, dicho fluido obra algunas veces de un modo particular; con efecto,

si una mezcla de oxígeno é hidrógeno se espone á la accion de una chispa eléctrica , ó se le aproxima la llama de una vela , al momento detona con fuerza á causa de la combinacion de los gases. Ninguna de las razones espuestas anteriormente puede esplicar este fenómeno; para ello se admite que el calórico determina en los flúidos aeriformes electricidades opuestas , de que resulta la combinacion.

6^a *La afinidad es con frecuencia producida por el estado eléctrico de los cuerpos.* Sabido es en efecto que dos cuerpos electrizados de un mismo modo se repelen ; pero si las electricidades de que están cargados son contrarias se atraen.

7^a *La densidad de los cuerpos modifica tambien la afinidad.* Cuando se opera con dos de ellos de densidad diferente , el mas pesado ocupa la parte inferior del vaso , de donde se sigue que no siendo perfecta la mezcla , la combinacion no se verifica, ó si lo efectua es con mucha lentitud.

8^a *Por último , la presion es otra de las causas que poderosamente influye en la afinidad.* Su accion sobre los gases es inversa de la del calórico ; si en un vaso abierto se calienta un pedazo de mármol, compuesto de cal y ácido carbónico , la accion del fuego hará que este último se desprenda y la primera quede pura ; pero si se opera en un cañon de escopeta herméticamente cerrado , el ácido comprimido ó no se desprende , ó se unirá otra vez á la cal cuando se enfrie. El agua no disuelve sino una pequeña parte de ácido carbónico ; pero por medio de la presion podrá cargársela de cinco á seis volúmenes de dicho gas , aunque si ella deja de obrar , el ácido se desprende , produciendo efer-

vescencia, como se observa en el agua gaseosa.

La naturaleza de esta obra no nos permite enumerar todas las causas que modifican la afinidad, si bien las ideas enunciadas bastan para explicar la mayor parte de los fenómenos químicos. Podráse admitir como proposición general, que á la union de los cuerpos acompaña casi siempre desprendimiento de calórico y algunas veces de lumínico.

De la análisis y de la syntesis. Dado un cuerpo podremos en muchas circunstancias por medio de otros varios, y empleando ciertos medios, llegar á descomponerle; este modo de operar se ha llamado *análisis*; y toma el nombre de *syntesis* cuando nos proponemos por medios convenientes reunir cuerpos simples para formar un compuesto. Un ejemplo servirá para aclarar este punto. Si se calcina fuertemente en una retorta una porcion cualquiera de creta, se obtendrá gas acido carbónico y cal viva, pues por medio de la calcinacion los dos principios constituyentes de aquella han quedado libres, ó lo que es lo mismo, hemos analizado esta sustancia por tan sencillo medio; mas si en este mismo caso recojemos con cuidado todo el gas desprendido durante la operacion, y se le pone en contacto con la cal obtenida, y en circunstancias favorables, muy luego se unirá á ella, reproduciendo de este modo la creta antes destruida. Esta segunda operacion es la *syntesis*, que como claramente se ve sirve de prueba á la primera, demostrando como la creta es un compuesto *binario*, que tiene por principios constituyentes la cal y el gas llamado *ácido carbónico*.

Con razon podremos decir que la *análisis* es el

arte de descomponer los cuerpos, y las *syntesis* el de recomponerlos, consistiendo toda la ciencia del químico en estas dos operaciones fundamentales: *analizar* y *componer*. Para practicar la análisis nos valemos de agentes y de reactivos; todo cuerpo que proporciona, sea como fuere, el separar las partecitas constituyentes de un compuesto, toma el primero de estos nombres. Así en el ejemplo anterior, el calórico es un verdadero agente analítico; pero si en lugar de querer aislar los principios que forman el compuesto, nos limitamos á comprobar la existencia de los mismos, empleando cuerpos cuya reaccion sobre cada uno de ellos nos pongan de manifiesto alguna de sus propiedades características, que nos permitan distinguir su diferente naturaleza: entonces los empleados á este efecto se llamarán *reactivos*.

Antes de concluir las causas que modifican la afinidad, debemos hablar del fenómeno llamado *cristalizacion*. Cuando un cuerpo pasa lentamente del estado gaseoso ó líquido al sólido, sus átomos se reúnen de un modo regular, formando multitud de sólidos de figura igual, á los cuales se ha dado el nombre de *cristales*, y al fenómeno que los produce el de *cristalizacion*. Para que esta se verifique cual conviene, es necesario que el enfriamiento se opere lenta y regularmente, pues de lo contrario en vez de cristales se obtendria una masa confusa que toma el nombre de *precipitado*. El fuego ó los líquidos son los únicos medios para obtener una sustancia cristalizada. Consíguese de dos maneras: por medio del fuego, y con el auxilio de los líquidos.

1º Por medio del fuego. Cuando el cuerpo es volátil, se le espone á su accion para que se transforme en vapor, que conducido á un recipiente mas frio, se condensa y ofrece la forma cristalina. Si es fusible sin ser volátil, se le funde en un crisol, dejándole enfriar lentamente, y cuando se ha formado una capa sólida en la superficie, se rompe poco á poco en un punto cualquiera y se decanta el líquido que aun existe en el fondo de aquel, quedando la parte solidificada en forma de cristales.

2º Dos procederes hay tambien para obtener cristales por medio de los líquidos; el primero consiste en saturar el fluido caliente de la sustancia, la cual cristaliza al enfriarse aquel; el segundo en hacer la saturacion en frio, abandonándole á la evaporacion espontánea. Los cristales obtenidos por el segundo método contienen la mayor parte de las veces cierta cantidad de agua, á la que se ha dado el nombre de *agua de cristalización*.

ENUMERACION Y CLASIFICACION DE LOS CUERPOS SIMPLES; PRINCIPIOS EN QUE SE FUNDA LA NOMENCLATURA QUIMICA. Los antiguos solo conocian cuatro cuerpos simples, ó dígase sustancias elementales: la tierra, aire, agua, y fuego; pero la química moderna nos ha enseñado como estos supuestos elementos al menos los tres primeros son cuerpos compuestos. Los elementos ó cuerpos simples conocidos hoy dia son cincuenta y cuatro; en la lista siguiente están colocados de tal manera que cada uno es electro-negativo con relacion á los que le siguen, y electro-positivo con respecto á los que le preceden; son á saber:

oxígeno,	carbono,	mercurio,	zirconio,
fluor,	boro,	plata,	thorinio,
cloro,	silicio,	cobre,	aluminio,
bromo,	colombio,	urano,	ytrio,
iodo,	titanio,	bismuto,	glucinio,
azoe,	antimonio,	estaño,	magnesio,
azufre,	teluro,	plomo,	calcio,
selenio,	oro,	cerio,	stroncio,
fósforo,	hidrógeno,	cobalto,	bario,
arsénico,	osmio,	nickel,	lithio,
molybdeno,	iridio,	hierro,	sodio,
vanadio,	rodio,	cadmio,	potasio.
cromo,	platino,	zinc,	
tungsteno,	paladio,	manganeso,	

Los cuerpos simples se han dividido en dos grandes clases: la primera comprende el oxígeno, hidrógeno, carbono, fósforo, azufre, selenio, cloro, bromo, yodo, fluor y azoe. Estos, designados con el nombre de *metaloides*, tienen por carácter común ser malos conductores del calórico y de la electricidad. Todos los otros reciben el nombre de *metales*, y son buenos conductores de aquellos fluidos. Generalmente los primeros se unen con facilidad á los segundos, y son eléctrico-negativos con relacion á estos últimos.

NOMENCLATURA QUÍMICA. — La nomenclatura química actual es una obra verdaderamente admirable, que no data sino desde últimos del siglo XVIII. Los nombres que los antiguos empleaban para designar los productos químicos eran hijos del capricho; cada cual ponía al compuesto descubierto el título que su imaginación le sugería; pocas veces le daban una significación adecuada á su natu-

raleza ; las mas leves apariencias físicas eran suficientes para legitimar la eleccion del nombre. Así es que entonces habia cuerpos á quienes daban el nombre pomposo de *flores* de antimonio, de zinc, benjui, *mantecas* de antimonio y de estaño; *aceites* de vitriolo, de tártaro, &c. y ciertamente que ninguno de estos productos se parecia en nada á las referidas flores, mantecas, ó aceites. Un óbice aun mayor que la extravagancia de estos nombres era la multitud de sinónimos que aumentados de continuo, producía una verdadera confusion en el idioma de la ciencia. El compuesto que hoy dia llamamos sulfato de potasa ya se denominaba *arcano duplicado*, ya *sal de duobus*, ó bien *sal policresta de Glacer*. Por lo ridículo de estos nombres podremos juzgar lo que era el antiguo lenguaje químico, y las dificultades que debian experimentar los estudiantes y profesores para retener esta sinonimia tan complicada. La nomenclatura actual es una produccion perfecta y sencilla, fundada sobre un pequeño número de reglas, todas precisas, y cuya adopcion ha contribuido no poco al progreso de la química en este último medio siglo. Facilmente se comprenderá como un lenguaje analítico tan preciso, que no admite nada arbitrario, y no solo se adapta á los hechos conocidos, si tambien á los descubrimientos venideros, ha debido hacer mas fáciles las relaciones mútuas de todos los sabios, sirviéndoles de idioma comun. La idea primera de la nomenclatura se debe á Guyton de Morveau, el cual presentó su proyecto á la Academia de ciencias, cuya asamblea comisionó á Lavoisier, Berthollet y Fourcroy para que le examinasen. La no-

menclatura metódica , obra de estos cuatro ilustres químicos , se publicó en 1787 , y fue adoptada por todos los sabios del mundo. Antes de terminar este bosquejo histórico , citaremos un texto de Lavoisier sobre el objeto en cuestion. «Ocupándome de este trabajo , dice , me persuado no haber comprendido la evidencia de los principios emitidos por Condillac en su lógica y en algunas de sus obras. Admite él , *que no pensamos sino con el auxilio de las palabras ; que las lenguas son verdaderos métodos analíticos ; que la álgebra mas simple , exacta y propia para espresarse , es á la vez un idioma y un método analítico ; y por último que el arte de raciocinar se reduce propiamente á un idioma bien formado.*

«La imposibilidad de aislar la nomenclatura de la química y esta de aquella consiste en que toda ciencia física se compone de tres cosas : de los hechos que la constituyen, ideas pertenecientes á la misma , y palabras que las espresan. Las últimas producen las ideas, que deben pintar el hecho ; son tres señales ó marcas con un mismo sello ; y como sean las palabras las que conserven y transmitan las ideas , resulta que no podemos pulir el lenguaje sin perfeccionar la ciencia , y que por mas ciertos que fuesen los hechos y muy exactas las ideas que hubieran producido , solo nos transmitirían impresiones falsas , si no tuviésemos palabras exactas con que representarlas. »

En la nomenclatura química actual los nombres de los cuerpos simples no estan sujetos á regla alguna , y tan solo se requiere se presten fácilmente á la formacion de los otros compuestos, pues en ellos

es donde ha de admirarse la nomenclatura metódica, cuyo uso ha prestado inmensos servicios, facilitando su estudio de un modo muy particular.

Hay una ley general de las combinaciones con la que la nomenclatura del día se halla casi siempre acorde y que será conveniente esponer antes de entrar en detalles minuciosos. Dos, tres, cuatro cuerpos simples ó elementos, y rara vez mas, entran en la composicion de los compuestos; pero sea cual fuere el número de ellos, parece indudable que los primeros se unen por dos fuerzas contrarias que se neutralizan; la accion de la pila voltaica sobre los cuerpos que puede descomponer, nos ofrece un egemplo sencillo de esto; los dos polos de una de ellas en actividad pueden representar las dos fuerzas antagonistas. Si se espone á su accion un compuesto binario, cada elemento se marcha á uno de ellos; si el compuesto es ternario, á cada polo se dirige una combinacion binaria con propiedades opuestas, sucediendo lo mismo á otro cuaternario, &c. Esto nos demuestra que á todo compuesto, cualquiera que sea el número de sus elementos, le podemos considerar como formado de dos cuerpos simples, ó dos compuestos antagonistas. El objeto principal de la nomenclatura en los cuerpos no simples es dar una idea exacta de su naturaleza con solo nombrarles.

Combinaciones binarias del oxígeno. — El número é interes que ofrecen las combinaciones del oxígeno, y la especie de preponderancia esclusiva que les han dado los fundadores de la nomenclatura, nos obliga á comenzar la esposicion de sus reglas por las combinaciones binarias de dicha sus-

tancia Las diversas condiciones que deben tenerse presentes en la formación del nombre de un compuesto son á saber: 1^a La acidez ó no acidez del compuesto. A los compuestos oxigenados que enrojecen la tintura de tornasol se les considera como ácidos y reciben el nombre de *oxácidos*; los compuestos oxigenados que no tienen acción sobre este color se llaman *óxidos*. 2^a La naturaleza del cuerpo unido al oxígeno. Y 3^a las diferentes proporciones en que pueden unirse los cuerpos componentes entre sí. De modo que cuando se quiere espresar una combinación binaria de oxígeno que tenga propiedades de ácido, se usa primero del nombre genérico *oxácido*, ó simplemente *ácido*, formando el específico de la palabra que espresa el nombre del cuerpo simple (por lo regular latinizado) al cual se ha unido el oxígeno. Las terminaciones *ico* ú *oso* dadas al nombre específico, ó la palabra *hypo*, que alguna vez le antecede, indican las diversas proporciones de oxígeno que pueden entrar en una combinación. La terminación en *ico* denota mayor cantidad de oxígeno que la de *oso*, y en fin la voz *hypo* designa siempre menor cantidad de oxígeno que las anteriores en *ico* ú *oso* del nombre específico. Con el objeto de aclarar mas este punto elegiremos un cuerpo que pueda formar con el oxígeno cuatro combinaciones diferentes, que deban ser distinguidas por las terminaciones y la preposición.

El azufre forma con el oxígeno cuatro ácidos; si tras esta palabra *ácido*, comun á todos ellos, se pone el nombre *sulfur* y se añade la terminación *ico*, tendremos el nombre *ácido sulfúrico*, que indi-

ca la combinacion del oxígeno que contiene mas azufre. Anteponiendo la palabra *hypo* al nombre sulfúrico, formaremos el *hypo-sulfúrico* con el cual se designa muy bien el oxácido mas oxigenado despues del anterior. Cambiando la terminacion *ico* en *oso*, se tendrá el nombre de *ácido sulfuroso*, cuyo grado de oxigenacion es el inmediato al anterior. Por último, si añadimos á dicho nombre la preposicion *hypo*, se le llamará *ácido hypo-sulfuroso*, cuya cantidad de oxígeno es menor que la de todos los otros oxácidos.

Nomenclatura de los óxidos binarios no ácidos. — Cuando un cuerpo no forma unido al oxígeno mas de una combinacion, se le designa con la palabra genérica de *óxido*, siguiéndole el nombre del dicho cuerpo; por ejemplo, se dice *óxido de aluminio* para designar la única combinacion de este metal con el oxígeno. Mas si el cuerpo se une al oxígeno en muchas proporciones, preceden á la palabra *óxido* las partículas derivadas del griego, á saber: *proto* para el primer grado, *deuto* para el segundo, *trito* para el tercero; y en fin *tetr* para el cuarto; algunas veces el óxido mas oxigenado recibe el nombre de *peróxido*. Considerando el Sr. Berzelius que estos nombres á mas de ser inexactos, segun los conocimientos actuales, no son muy á propósito para formar otros mas complexos, se vale de las mismas terminaciones que han servido para denotar los diversos grados de oxidacion en los ácidos; designa por la terminacion en *oso* el óxido que tiene menos oxígeno; así *óxido ferroso* indica el producto que contiene menos dosis de dicho elemento, y *óxido férrico* el que encierra mas; ahora haciendo

preceder á la palabra óxido las preposiciones *sub* y *sobre*, se pueden determinar un gran número de combinaciones diferentes.

Nomenclatura de los cuerpos binarios no oxigenados — Cuando estos son ácidos, á la palabra ácido sigue la del elemento electro-negativo terminado en *o*, y tras este, uno que reúne el electro-positivo; así la combinación ácida de cloro y fósforo se denomina *ácido cloro-fosfórico*. Berzelius para designar esta combinación, hace terminar en *ido* al cuerpo electro negativo ó combustible, como sulfido, clórico, &c.

En los compuestos no oxigenados, y no ácidos, el nombre genérico se forma del del combustible ó elemento electro-negativo, al que se añade la terminación *uro*; así se dice cloruro, sulfuro, ioduro &c. Cuando unas mismas sustancias forman diferentes compuestos, ó preceden al combustible las preposiciones *proto*, *deuto*, *trito*, &c., ó siguiendo la marcha indicada por Berzelius, se da al nombre específico las terminaciones *ico* ú *oso*. Así podemos dar á las combinaciones del cloro con el hierro los nombres de proto-cloruro de hierro, deuto-cloruro de hierro, ó los de cloruro-ferroso, cloruro-férrico.

Muchas escepciones de estas reglas generales han sido consagradas por el uso, las cuales daremos á conocer al hablar de las sustancias con quienes tienen relacion. /

Nomenclatura de las sales. — Concluiremos la rápida esposición de las bases de la nomenclatura, esponiendo el modo como se forman los nombres de las sales. Toda sal resulta de la union de dos principios antagonistas, es decir, de un ácido y un

álcali. Sus propiedades se neutralizan siempre y cuando la union se verifica en ciertas proporciones, en cuyo caso se llama la *sal neutra*; toma el nombre de *ácida*, si el ácido es quien predomina, y de *básica* cuando la base ó principio alcalino se halla en mayor cantidad.

— Cuéntanse tantos géneros de sales cuantos son los ácidos conocidos. A tres cosas debemos atender al dar nombre á una sal: 1.^a á la naturaleza del ácido; 2.^a á la base salificable; 3.^a á las proporciones en que aquel y esta puedan combinarse; el nombre genérico recuerda el del ácido, y el específico el de la base.

— *Primera regla.* — Los ácidos terminados en *ico* dan al nombre la terminacion *ato*; los acabados en *oso* en *ito*. Egemplo: el ácido sulfúrico cambiará en sulfato; el sulfuroso en súlfito; el hypo-sulfúrico en hyposulfato; y el hiposulfuroso en hyposúlfito.

— *Segunda regla.* — El nombre específico se obtiene espresando la base con la cual se halle unido el ácido; así para denominar la combinacion del ácido sulfúrico con el protóxido de hierro se dice sulfato de protóxido de hierro, y mas simplemente, segun Berzelius, sulfato ferroso.

— *Tercera regla.* — Cuando la combinacion es la mas inmediata posible al estado neutro, se repite simplemente el nombre genérico de la sal que se trata de espresar, y á continuacion el de su base; si la proporcion del ácido escede á la que constituye la sal neutra, se añade al nombre genérico la preposicion *sobre*; y la *sub* si el principio escedente es la base. Pero habiendo demostrado la es-

perencia que las diferentes proporciones de ácido que se unen á la base , ó recíprocamente las de esta al ácido , son como los números 1 , $1\frac{1}{2}$ 2, 3 , 4 , etc. , se espresan estas relaciones con exactitud , usando en las sobre-sales , suponiendo igual á 1 la cantidad en la sal neutra , en vez de la preposicion *sobre* , los nombres *sesquí* , *bi* , *tri* , *cua-dri* , etc , segun que las proporciones correspondan á $1\frac{1}{2}$, 2 , 3 , 4 ; estas mismas palabras sirven para espresar las diferentes proporciones de base en las sub-sales , usándolas en lugar de la de la preposicion *sub*. De esta manera el nombre bisulfato de potasa se aplica á la combinacion de ácido sulfúrico y potasa , en la cual hay dos veces tanto ácido como en la sal neutra ; el de acetato triplómbico á la de ácido acético y óxido de plomo , que tiene tres veces tanta base como dicha sal al estado neutro.

La memoria menos feliz puede retener por medio de esta nomenclatura los nombres de un gran número de compuestos ; teniendo ademas este idioma la preciosa cualidad de indicar la naturaleza de las sustancias que entran en el compuesto , y proporciones en que se unen.

La nomenclatura , como dice muy bien Lavoisier , se halla íntimamente unida con todo el mecanismo de la ciencia ; nos limitaremos á esta simple esposicion , por quanto el estudio de sus hechos y teorías nos hará comprender todos sus detalles y escepciones.

Se ha tratado de poner en órden los cuerpos simples con el objeto de hacer mas fácil su estudio. La clasificacion mas usada es la de Thenard , quien

atendiendo al gran papel que desempeña el oxígeno en las combinaciones químicas ha colocado los cuerpos según el grado de afinidad que tienen con dicha sustancia. Esta clasificación es la que nos proponemos seguir, y que indicaremos más adelante. Atendiendo el Sr. Berzelius á otras consideraciones les ha clasificado según sus propiedades eléctricas bajo el influjo de la pila voltaica. Según este mismo orden las hemos colocado en el principio de este artículo.

PROPIEDADES GENERALES DE LOS CUERPOS.—Se llaman propiedades de los cuerpos los caracteres con que se nos presentan, y la facultad que tienen de obrar entre sí, ó sobre nuestros órganos. Los químicos las han dividido en tres grupos á saber: físicas, químicas, y organolépticas.

—*Propiedades físicas.*—Lo primero que se nos presenta al estudiar un cuerpo es el estado de agregación de sus moléculas; y como ya digimos en el tratado de física de este curso, pueden ser sólidos, líquidos, ó gaseosos.

Los cuerpos según que se presentan en uno de estos estados ofrecen en volúmenes iguales pesos diferentes; se entiende por peso específico ó densidad la relación que existe entre el peso del cuerpo y su volumen; esta es una circunstancia importante que no debe olvidarse al hacer la historia de cualquiera de ellos, completando el estudio de sus propiedades físicas con las relaciones que existen entre el mismo y la luz, calórico, electricidad, &c. *Propiedades químicas.*—Son el conjunto de relaciones que hay entre el cuerpo que se

examina y los demas de la naturaleza. *Propiedades organolépticas.* — Bajo este nombre se designan las que percibimos en los cuerpos cuando se les pone en contacto con nuestros órganos.

EQUIVALENTES QUIMICOS. — **TEORIA ATÓMICA.** — Los cuerpos simples solo se combinan en un pequeño número de proporciones, y las cantidades que se unen guardan siempre una relacion simple; este principio es facil de demostrar con respecto á las sustancias gaseosas. Los SS. Gay-Lussac y Humboldt probaron como un volumen de gas oxígeno combinado con dos de hidrógeno producen agua; y el primero de estos sabios continuando las investigaciones á que tal observacion habia dado lugar, descubrió que todos los gases se combinan de tal manera que una medida de gas absorve 1, 1 1/2, 2, 3 de otro cualquiera; es decir, *que los gases se combinan, ó á volúmenes iguales, ó multiples uno de otro.*

No menos sencilla es la relacion que se nota en las demas combinaciones; pues así como hemos observado que en la union de los gases, el número que espresa el volumen de uno de sus elementos es siempre un multiple del que representa el volumen del otro de aquellos: del mismo modo si examinamos las diversas combinaciones que los cuerpos pueden formar entre sí, deduciremos por consecuencia, *que cuando se ha hecho la análisis de un compuesto binario cualquiera, se puede decir que si los elementos en él contenidos son capaces de unirse en otras proporciones, se efectuará siempre en cantidad multiple ó submultiple de la que se*

encontró en el primer caso. Esta ley tan notable se conoce bajo el nombre de ley de las proporciones multiples.

Las combinaciones de azoe y oxígeno la harán comprender facilmente, pues sus compuestos, que son cinco, todos contienen 100 de azoe, y el oxígeno, que varía en proporciones, entra de tal manera que las cantidades mayores son siempre multiples de la menor. En efecto, la primera contiene 100 de azoe y 50 de oxígeno; la segunda por la misma cantidad de azoe 100 de oxígeno; la tercera 150; la cuarta 200; la quinta 250; de donde se sigue que sus relaciones son entre sí como los números 1, 2, 3, 4, 5, etc., ó que cada número es un multiplo del que representa la cantidad menor. Si esta ley fuere falsa, la análisis demonstraria en otros compuestos combinaciones en quienes en lugar de entrar por 100 en la una y 50 en la otra, sucederia que siendo 100 en el un compuesto, en el otro seria 44, ó 45, ó 48, etc., pero esto nunca se observa.

En algunos casos la relacion es de 1 á $1/2$ ó 2 á 2; mas estos casos raros hacen sospechar como no se conocen aun todos los compuestos que pueden formar los cuerpos que se examinan.

En apoyo de lo que hemos dicho pudieran citarse un sinnúmero de hechos; pero bastarán algunos para el objeto que nos proponemos.

El protóxido de estaño se compone de 100 de radical.....	+13,6 de oxígeno.
—bióxido	100+27,2 —
—protóxido de cobre	100+12,63 --
—bióxido	100+25,27 —
—cuadróxido	100+50,55, etc.

La ley anterior no solo es aplicable á las combinaciones de átomos elementales, si tambien á las de compuestos, cual se ve en el siguiente egemplo:

BASE ACIDO.

Sulfato de protóxido de potasio = 117,98 + 100.

Bi-sulfato de protóxido de potasio = 117,98 + 200.

Sin embargo hay algunas escepciones, por egemplo: el agua se une en todas proporciones con los cuerpos solubles; pero ¿hay en este caso combinacion? de la misma manera los metales parece que produzcan entre sí una multitud de combinaciones binarias; pero estos resultados anómalos se les considera como productos de mezclas de ciertas y determinadas de aquellas.

EQUIVALENTES. NUMEROS PROPORCIONALES. — Comparando muchas series de combinaciones que tengan todas un mismo radical y una composicion correspondiente, se llega á un resultado muy notable, á saber, que para la misma cantidad en peso del radical, varían en extremo las dósís ponderables del otro cuerpo, y que á estas últimas comparadas con el número conocido, el del oxígeno, se les da el nombre de *equivalentes* ó proporciones químicas. Pondremos un egemplo:

1294,50 de plomo se combinan con 100 de oxígeno para formar protóxido de plomo.

1294,50 de plomo se combinan con 442,65 de cloro para formar cloruro de plomo, combinacion correspondiente al protóxido de plomo. Ahora bien; si se considera 100 de oxígeno en peso como un *equivalente*, es claro que 442,65 de cloro en peso

lo será también, pues esta cantidad equivale á los 100 de oxígeno.

Asimismo 201,165 de azufre en peso, que puede reemplazar en una combinación á los 100 de oxígeno, deberá considerarse como el peso que representa el equivalente de aquel.

Por lo general se forman los números proporcionales tomando el peso de una cantidad cualquiera de un cuerpo simple, que necesite 100 partes de oxígeno para pasar al primer grado de oxidación; antes hemos dicho como 1294,50 de plomo necesitaban 100 de oxígeno para formar el protóxido; según ello es claro que el equivalente del plomo debe ser 1294,50.

Determinados que sean los números proporcionales de los cuerpos simples, es muy fácil formar los de los compuestos; por ejemplo: sabemos como el ácido sulfúrico está compuesto de una proporción de azufre = 201,165, y de tres proporciones de oxígeno = 300; la simple suma nos dará 501,165, número que representa el equivalente del ácido sulfúrico.

Del mismo modo, 489,92 de potasio, y 100 de oxígeno darán 589,92, número proporcional de la potasa.

Y si ahora añadimos 501,165 — ácido sulfúrico
y 589,92 — potasa,

tendremos. 1091,085, número proporcional del sulfato de potasa. Este resultado nos muestra cuán fácil es determinar la composición de los demás compuestos.

La siguiente ley comprende todas las ideas relativas á las proporciones de los compuestos.

Cuando una sustancia forma con otra diferentes compuestos, las variaciones en peso que sufre una de ellas estan en relacion multipla ó submultipla.

Resulta de ella, que la proporcion de un elemento en cualquiera de sus combinaciones, puede representarse por un cierto número multiplicado ó dividido por uno de los primeros términos de la serie de enteros; por medio de la tabla donde se representen estos números, se pueden rectificar las análisis inexactas muchas veces, y predecir el resultado de las combinaciones. La determinacion de los números que forman dicha tabla es el resultado de las observaciones y experimentos mas exactas, no habiendo en ella nada hipotético. Mas adelante indicaremos los números que representan estas proporciones ó equivalentes al lado del nombre de cada cuerpo simple.

Teoria atómica. Se entiende por átomo la partícula mas pequeña de un cuerpo, que unida con la de otro, da origen á un compuesto.

¿Qué relacion guardan los átomos elementales que forman un compuesto? Combinándose 100 de oxígeno con 12,4795 de hidrógeno, producen agua; si la proporcion de oxígeno es 100, la de hidrógeno será necesariamente 12,4795; ¿pero hay en esta combinacion por cada átomo del primero otro del segundo? en este caso el valor del átomo corresponde al de la proporcion, ó dígase que la agua contiene un átomo de oxígeno y dos de hidrógeno, en cuyo caso deberia ser representado por $\frac{12,4795}{2}$? Aquí es donde principian las dificultades, y la



parte hipotética de la teoría atómica, viéndonos precisados á admitir consideraciones menos exactas para resolver esta cuestión.

Relacion entre los volúmenes y átomos. — Estudiando las sustancias elementales al estado gaseoso, se observa una circunstancia del mayor interes; si la presión y el calor dilatan ó condensan de un modo uniforme todos los gases, se podrá admitir *que en estos los átomos se hallan colocados á una distancia igual, y que un mismo volumen contiene igual número de ellos; de donde podremos deducir, que el peso de los átomos en los cuerpos gaseosos es proporcional á su densidad.*

Dándonos la esperiencia esta última, facil es determinar el peso de los átomos; pues representándole por 100, tendremos 1,1026, densidad del oxígeno, 0,0687, densidad del hidrógeno, ::

$$100 : x; \text{ de que resulta } x = \frac{100 \times 0,0687}{1,0126} = 6,2398,$$

peso del átomo del hidrógeno.

Pero la aplicación de esta ley es muy limitada, por ser cortísimo el número de sustancias que á la temperatura ordinaria se presentan en forma gaseosa, y otras que pueden reducirse á este estado, las necesitan mucho mas elevadas para poderse medir directamente. No solo hay relacion simple entre los elementos de un compuesto, sí tambien se observa entre el de este y cada uno de sus elementos. En algunos casos el volumen del compuesto es la suma de los volúmenes de sus principios; pero la mayor parte de las veces hay contracción y jamás dilatación, y verificándose aquella con poca dife-

rencia de una misma manera , nos es facil , dada la densidad del compuesto y la de uno de sus elementos , conocer la del otro componente , teniendo en consideracion su modo regular de contraerse.

Por este medio podremos hacer estensiva á las sustancias fijas la ventaja que resulta de sustituir el volumen al peso , si bien deja alguna incertidumbre, efecto del diverso modo como se contrae; ademas , no puede aplicarse á todos los cuerpos , pues hay varios de que no se conoce ninguna combinacion gaseosa ; para llegar á este resultado nos valdremos de algunas propiedades físicas de los átomos.

Empleo del calor específico de los cuerpos simples para determinar el número de átomos en las combinaciones. — Los SS. Dulong y Petit, en sus investigaciones sobre el calor específico de aquellos, han observado la siguiente ley : *Que los átomos de todos los cuerpos simples tienen la misma capacidad para el calórico.*

Ya hemos e puesto en el tratado de física los datos en que se funda , pudiéndose decir como la relacion que existe entre el calor específico de los cuerpos simples , y las proporciones en que se combinan es uno de los mejores medios para calcular el peso relativo de los átomos.

Isomorfismo. — Si se admite que los átomos de diferentes elementos son esferas de una misma magnitud : igual número pues de estos átomos colocados de un mismo modo , deberán producir idéntica figura sólida, ó dígase la misma forma cristalina.

En otro tiempo se creia que esta última variaba, siguiendo la naturaleza de los elementos ; pero Mistcherlich , despues de un gran número de espe-

riencias, se pronuncia por la ley siguiente: *que igual número de átomos reunidos de la misma manera producen una forma cristalina idéntica, cualquiera que sea la diferencia de sus elementos. Las combinaciones de varios de estos últimos que toman la misma forma cristalina se llaman isomorfas.*

De ello se infiere que por el isomorfismo podemos determinar el número de átomos en las combinaciones; pues cuando un cuerpo es isomorfo con otro, del cual se conozca el número de átomos, se puede suponer conocido el número de ellos en los dos cuerpos, por ser el isomorfismo la consecuencia mecánica de la igualdad en la construcción atómica; igualmente, dado el número de átomos que forman un compuesto, se conocerá el de todos sus isomorfos. Pero hay una objeción muy poderosa contra los datos que el isomorfismo puede prestar, resultado de los hechos descubiertos por este mismo sabio, esto es: *que un mismo cuerpo puede ofrecer dos formas diferentes é incompatibles.*

Isomerismo. — Esta propiedad nos da á conocer lo poco que sabemos en el estado actual de la ciencia sobre la constitución íntima de los cuerpos; por lo mismo se dirá alguna cosa sobre un descubrimiento, que aun cuando reciente, ha adquirido grande importancia en química: *un cuerpo puede combinarse en una misma proporción con uno ó mas de ellos, y dar origen á compuestos que posean propiedades diferentes, aun cuando el peso de sus átomos sea el mismo.* Estos cuerpos son los llamados *isoméricos.*

USO DE LOS SIGNOS Ó FORMULAS QUIMICAS. — Mediante los signos que el Sr. Berzelius ha intro-

ducido en la ciencia , se espresa de la manera mas clara la composicion de los cuerpos , ya respecto á sus elementos , ya al número de sus átomos. Se designan los simples por las iniciales de sus nombres latinos , seguidos de la segunda ó tercera letra, por cuanto la primera y segunda pueden ser comunes á muchos cuerpos.

El número de átomos que entran en cada combinacion , se espresa por gñarismos ; uno de ellos puesto á la izquierda multiplica todos los átomos colocados á la derecha hasta la separacion de la fórmula por el signo †. Una pequeña cifra colocada á la derecha de la letra, y en su parte superior , como los esponentes algebraicos , multiplica tan solo los pesos atómicos de la izquierda. Egemplo, S O³ significa un átomo de ácido sulfúrico , ó lo que es lo mismo, un átomo de azufre y 3 de oxígeno ; 2 S O³ denota dos átomos de ácido sulfúrico ó de azufre, y seis de oxígeno.

El principio que en las combinaciones entra por mas de un átomo es generalmente el electro-negativo ; pero algunas veces del electro-positivo entran dos ; habiéndose admitido que la letra barrada signifique dos átomos. Como el oxígeno se encuentra en el mayor número de compuestos, el Sr. Berzelius para simplificar la fórmula ha adoptado reemplazar la letra O por puntos puestos encima de la que espresa el otro elemento de la combinacion.

La tabla siguiente contiene el nombre de los cuerpos simples , sus signos químicos, y peso de los átomos.

PESOS ATOMICOS.

PESOS ATOMICOS.

Oxigeno	O	100	Rhodio	R	651,387
Hydrógeno	H	6,2398	Plata	Ag	675,80
Azoe	N	88,518	Mercurio	Hg	1265,825
Azufre	S	201,165	Cobre	Cu	395,695
Fósforo	P	196,143	Urano	V	750,000
Cloro	Cl	221,326	Bismuto	Bi	1330,337
Yodo	I	789,750	Estaño	Sn	735,294
Bromo	Br	489,153	Plomo	Pb	1294,498
Fluor	F	116,900	Cadmio	Cd	696,767
Carbono	C	75,000	Zinc	Zn	403,226
Boro	B	136,204	Nickel	Ni	369,675
Silicio	Si	277,312	Cobalto	Co	368,991
Selenio	Se	494,583	Hierro	Fe	339,205
Arsénico	As	470,042	Manganeso	Mn	345,887
Cronio	Cr	351,815	Cerio	Ce	574,696
Vanadio	V	855,840	Thorinio	Th	884,900
Molybdeno	Mo	598,520	Zirconio	Zr	420,201
Tungsteno	W	1183	Ytrio	Y	402,514
Antimonio	Sb	806,452	Glucinio	G	331,261
Teluro	Te	801,76	Aluminio	Al	171,166
Tántalo	Ta	1153,715	Magnesio	Mg	158,352
Titano	Ti	303,662	Calcio	Ca	256,019
Oro	Au	1243,013	Estroncio	Sr	547,284
Osmio	Os	1244,487	Bario	Ba	856,880
Yridio	Ir	1233,499	Lithia	L	80,375
Platino	Pt	1233,499	Sodio	Na	290,897
Paladio	Pd	665,899	Potasio	H	489,916

Nota. (1) Como algunas de las iniciales con que en la tabla se designan las sustancias no sean las mismas de los nombres que en español las representan, hemos creído útil á los principiantes poner

1 Todas las notas son del traductor, y se las distinguirá con las iniciales N. D. T.

aquí los nombres originales de donde están tomadas aquellas. Espresan el azóe por una N tomada de la palabra Nitrógenes ; el fósforo por una P de Phosphorus ; el tungsteno por W de Wolfram ; el antimonio por Sb de Stibium ; el mercurio por Hg de Hidrargirium ; el sódio por Na de Natron ; y el potasio por K de Kali.

AIRE ATMOSFERICO.—*Principios que le componen.* — Se designa comunmente bajo el nombre de atmósfera la masa de aire que rodea nuestro globo, y forma al rededor del mismo una capa de espesor considerable, en la que se reunen todas las sustancias que se evaporan en la superficie de nuestro planeta.

Habiendo estudiado en la primera parte de este curso las propiedades físicas del aire, solo diremos aquí que es un fluido invisible, trasparente, inodoro, insípido, comprensible, y muy elástico. Un litro de aire á la temperatura de 0, y á la presión de 0,76 (de metro) pesa 1 gramo 2991. Se toma el peso del aire por unidad para comparar el de los demas gases, y como todos ellos está sujeto á la ley de Mariotte, esto es, que se contrae en razón del peso que le comprime, ó lo que es lo mismo, que el volúmen que ocupa está en razón inversa de la presión que sufre. Si no está húmedo, es mal conductor de la electricidad. El peso del aire fue descubierto por Galileo en 1640, y puesto fuera de toda duda por Pascal y Torricelli. Ya en 1630 Juan Rey habia publicado algunos experimentos que probaban como el aire contenia un principio capaz de unirse al estaño durante su calcinacion y de aumentar su peso.

En nada le alteran el calor mas fuerte ni el frio mas intenso; se designa por 1 su potencia refractiva, y se compara con ella la de los otros gases; sometido á una corriente eléctrica no sufre alteracion alguna, á no ser que contenga una cierta cantidad de agua ó alguna sustancia alcalina, pues en estos casos se forma ácido nítrico; lo cual esplica perfectamente porque las lluvias de tempestad contienen con frecuencia este último producto.

El aire como nosotros le conocemos con todas sus propiedades físicas no es un elemento cual pensaron los antiguos. Su composicion no fue conocida hasta el año 1774, en que Lavoisier hizo tan gran descubrimiento. No podemos dejar de esponer literalmente el texto de su obra donde se encuentran todos los esperimentos relativos al asunto.

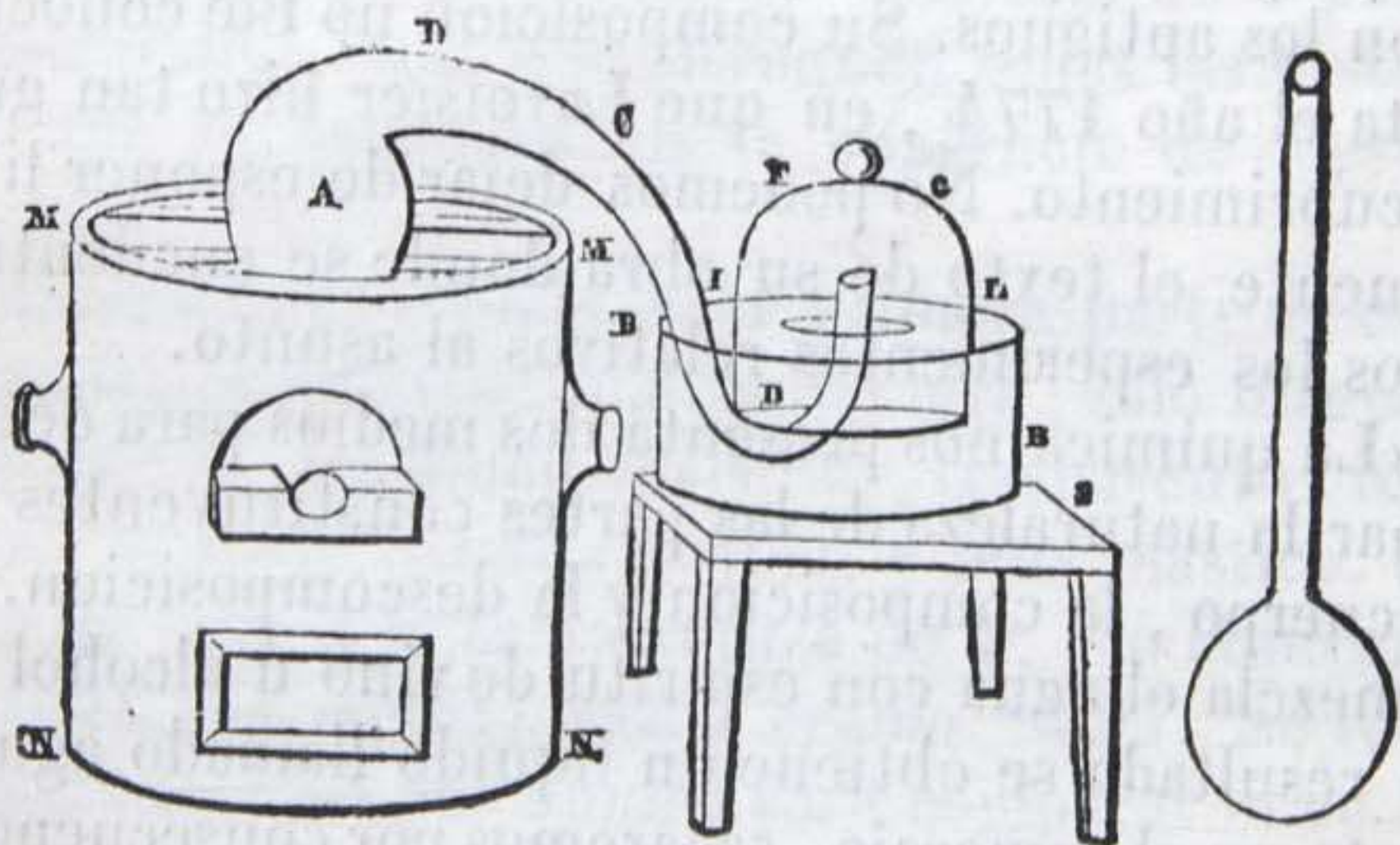
«La química nos presenta dos medios para determinar la naturaleza de las partes constituyentes de un cuerpo, la composicion y la descomposicion. Si se mezcla el agua con espíritu de vino ú alcohol, y por resultado se obtiene un líquido llamado aguardiente en el comercio, sacaremos por consecuencia, que este último es un compuesto de alcohol y agua; la descomposicion nos presentaria igual resultado; y jamás tendremos seguridad completa en química hasta haber reunido estos dos géneros de pruebas.

«La análisis del aire nos presenta esta perfeccion, pues se le puede componer y descomponer; limitaréme á esponer los esperimentos mas concluyentes que se han hecho sobre el asunto. Tomé un matraz A de 36 pulgadas cúbicas de capacidad, cuyo cuello muy largo B C D E, tenia de 6 á 7 líneas de diámetro. Lo encorvé como representa la

figura 2, para que colocado el horno MM NN pudiese dirigirse su extremo E debajo de la campana EG, puesta en un baño de mercurio RR SS. Puse en este matraz cuatro onzas de azogue muy puro, y por medio de un tubo fui estrayendo aire de la campana hasta que el mercurio subió á LL. Señalé esta altura con una tira de papel pegada con engrudo, y observé con toda exactitud el barómetro y termómetro.

Fig. 2.

Fig. 1.



«Despues dí fuego al horno MM NN, y le mantuve encendido por espacio de doce dias sin interrupcion con el calor oportuno; de manera que el mercurio casi adquirió la temperatura necesaria para entrar en ebulicion. El primer dia no sucedió cosa notable; aunque no hirvió el azogue, se mantuvo en un estado de evaporacion continúa empañando las paredes interiores de las vasijas con unas gotitas muy pequeñas al principio, pero que se iban agrandando luego, hasta tanto que despues de haber tomado cierto volúmen volvian á caer al

fondo del recipiente , reuniéndose al resto de dicho mercurio. El segundo dia empecé á ver nadar sobre la superficie del mercurio unas partículas encarnadas , que aumentaban de número y volúmen durante cuatro ó cinco dias , despues de los cuales se quedaron en el mismo estado. Viendo que al cabo de doce dias no hacia ya ningun progreso la calcinacion del azogue , apagué el fuego , dejando enfriar los vasos. El volúmen del aire contenido en el matraz , cuello, y parte vacía de la campana, reducido á una presion de 28 pulgadas y á 10 grados del termómetro, era de cerca cincuenta pulgadas cúbicas antes de empezar la operacion ; pero finalizada esta , hallé solamente desde 42 á 43 pulgadas con igual presion y temperatura ; luego hubo una disminucion en el volúmen del aire de cerca una sexta parte. Ademias , habiendo recogido cuidadosamente las partecillas encarnadas que se habian formado , y separándolas todo lo posible del mercurio líquido con que estaban bañadas , pesaron 45 granos. Me fue preciso repetir varias veces la calcinacion del mercurio en vasos cerrados, porque en un solo experimento es difícil conservar el aire con que se ha operado , y las moléculas encarnadas que se forman. Por iguales circunstancias me sucederá muchas veces comprender en una misma relacion el resultado de dos ó tres experimentos del mismo género.

«El aire que quedó despues de esta esperiencia, y que por la calcinacion del mercurio se habia reducido á las $\frac{5}{6}$ de su volúmen , ya no era adecuado para mantener la vida ni la combustion , pues los animales que le respiraban morían á poco rato,

y las luces se apagaban al instante , como si se las metiese en agua.

«Los 45 granos de sustancia encarnada que se habian formado durante el acto los metí en una retorta de vidrio muy pequeña , á la cual habia adaptado el aparato conveniente para recoger los productos líquidos y aeriformes que se desprendiesen ; y habiendo encendido el horno, observé que á medida se calentaba la sustancia encarnada, iba subiendo de color ; pero cuando la retorta estaba casi incandescente, el volúmen de aquella empezó á disminuirse poco á poco , y al cabo de algunos minutos desapareció del todo. Al mismo tiempo se condensaron en el pequeño recipiente cuarenta y un granos y medio de mercurio , y pasaron á la campana de 7 á 8 pulgadas cúbicas de un fluido elástico , mucho mas propio que el aire atmosférico para mantener la combustion y respiracion de los animales.

«Trasvasada una porcion de este aire á un tubo de cristal de una pulgada de diámetro , y metiendo en él una vela encendida , producía un resplandor que deslumbraba ; y el carbon en vez de quemarse poco á poco , como sucede ordinariamente , ardía en este aire produciendo llama, una especie de decrepitacion semejante á la del fósforo , y con una luz tan viva , que apenas podia sufrirla la vista. A este aire , descubierto casi al mismo tiempo por los SS. Priestley, Schêle y por mí, llamó el primero *aire desflogisticado*, y el segundo *aire empiréal*. Yo le dí al principio el nombre de *aire eminentemente respirable* ; y despues le sustituí el de *aire vital* , llamándole por último *oxígeno*. Re-

flexionando sobre las circunstancias de este experimento, se ve que al calcinarse el mercurio, absorbe la parte salubre y respirable del aire, ó hablando con mas rigor, la base de esta parte respirable, y que el residuo es una especie de tufo incapaz de mantener la combustion y respiracion; luego debemos inferir que el aire de la atmósfera es un compuesto de dos fluidos elásticos de diferente naturaleza, ó por mejor decir, de naturaleza opuesta.

«Esta verdad se comprueba volviendo á combinar los dos fluidos elásticos que se han recogido separadamente; esto es, las 42 pulgadas cúbicas de tufo ó aire mefítico con las 8 de fluido respirable; pues de esta combinacion resulta un aire enteramente semejante al de la atmósfera, y casi tan propio como este lo es para la combustion, calcinacion de los metales, y respiracion de los animales.

«Aunque este experimento nos ofrece un medio muy sencillo para recoger separadamente los dos principales fluidos elásticos de que se compone nuestra atmósfera, no nos da ideas exactas de la proporcion que guardan entre sí. La afinidad del mercurio con la parte respirable del aire, ó por mejor decir, con su base, no es bastante poderosa para vencer todos los obstáculos que se oponen á esta combinacion. Estos obstáculos son la adherencia de los dos fluidos constituyentes del aire atmosférico, y la fuerza de afinidad que une la base del fluido vital al calórico; de modo que concluida la calcinacion del mercurio, ó apurada todo lo posible, sucede que en cierta cantidad de aire el referido

tufo queda aun mezclado con algo de fluido respirable, del cual no puede apoderarse el mercurio.”

Si se quiere no obstante determinar con alguna exactitud la proporcion de los dos gases que entran en la composicion de la atmosféra, repetiremos el experimento que hizo Lavoisier, y nos dará un resultado muy próximo á la verdad. Introdúzcanse en una campana graduada, que esté sobre un baño de mercurio, 100 partes de aire en volúmen, un poco de agua, y una barrita de fósforo unida á un alambre flexible. Si se abandona el aparato durante algunas horas, se conocerá que la absorcion del oxígeno es completa, cuando el fósforo no se presente luminoso en la oscuridad. Sacando luego el fósforo restante, veremos que las 100 partes de aire han sido reducidas á 79, é introduciendo en él una luz se apaga al momento; esto nos demuestra como el residuo que ha quedado en la campana es solamente azóe, y que las 20 ó 21 partes absorvidas son de gas oxígeno, del cual háse apoderado el fósforo, para formar con él un compuesto que mas adelante estudiaremos. El aire consta de 21 partes en volúmen de gas oxígeno, y de 79 de azoe.

Resultados casi iguales han obtenido los señores Dumas y Boussingault pesando el oxígeno y azóe que contiene el aire. Veamos como se espresan: «Habiendo quitado el aire á un recipiente, se le pone en comunicacion con un tubo lleno de cobre metálico reducido por medio del hydrógeno, y con dos llaves que permitan igualmente hacer el vacío. De antemano se determina con exactitud el peso del tubo

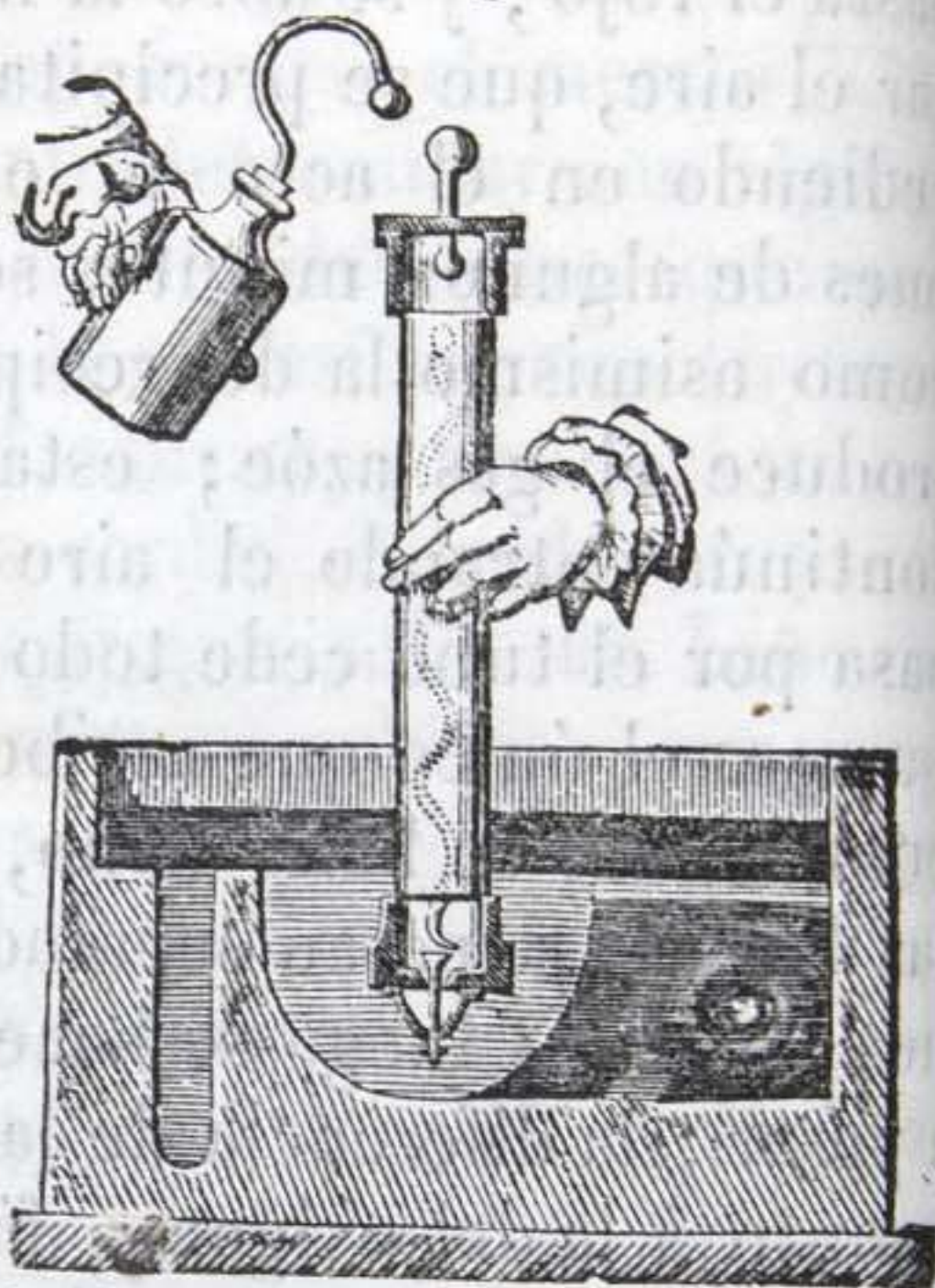
y cobre contenido en él; caliéntase este último hasta el rojo, y se abre la llave por donde debe llegar el aire, que se precipita en lo interior de aquel, cediendo en el acto su oxígeno al metal; después de algunos minutos se abre la segunda llave, como asimismo la del recipiente, en donde se introduce el gas azóe; estando las llaves abiertas continúa entrando el aire, el cual á medida que pasa por el tubo cede todo su oxígeno, y el azóe puro es el único que recibe el indicado recipiente; cuando este se halla lleno, ó cuasi lleno se cierran las llaves, se pesan separadamente entrambos llenos de azóe; luego se hace el vacío, y se les vuelve á pesar; la diferencia de la cantidad dá el azóe. En cuanto á la del oxígeno, fácil es conocerla por el exceso de peso que ha adquirido el tubo que contiene el cobre.

El aire se compone de 23 partes de oxígeno en peso, y 77 de azóe, y en volumen 20,8 de oxígeno, y 79,2 de azóe; proporciones que no varían en una milésima, aunque la observacion se haga en alturas, latitudes, y épocas bien diferentes.

El aire contiene además de $\frac{4}{10,000}$ de ácido carbónico en volumen, casi igual cantidad de hidrógeno carbonado, vulgarmente gas de las lagunas, por cuanto las aguas estancadas le desprenden sin interrupcion; encierra tambien cantidades variables de vapor de agua, y carbonato y nitrato de amoníaco, cuya existencia en el aire es momentánea, á causa de su solubilidad en el agua.

Se puede tambien analizar el aire por medio de la combustion del hidrógeno en el *eudiómetro de Volta*; la figura 3 representa este aparato; he

aquí como se opera. Se toma un eudiómetro de agua ó mercurio, y se introduce en él una porcion dada de aire y un poco mas de gas hydrógeno; se hace detonar la mezcla por medio de una chispa eléctrica, que se pasa al traves de los gases, y se mide el residuo; ahora bien, restándole del volumen de aquella, es decir, de la mezcla, dará la canti-



dad absorbida, la cual dividiéndola por tres, nos da por cociente la dosis de oxígeno; restando esta última del volumen del aire empleado, queda la del azoe.

Pasemos á esponer ya las principales propiedades, indicando el modo de obtener la parte activa del aire, el oxígeno.

OXIGENO. (*Aire deflogisticado, aire vital, aire eminentemente respirable*). — Este gas incoloro, insípido, y permanente, fue descubierto por Priestley; su peso específico es de 1,1057, tomando el del aire por unidad; su peso atómico, con el cual se compara el de los otros cuerpos, es 100. Sometido á una fuerte presion, desprende calórico y luz; fenómeno, que segun Thenard depende de la combustion parcial del aceite que barniza el embolo. Es de todos los gases el que menos refracta la luz, pues su fuerza refringente es de 0,861616,

comparada con la del aire; es entre todos los cuerpos el mas electro-negativo.

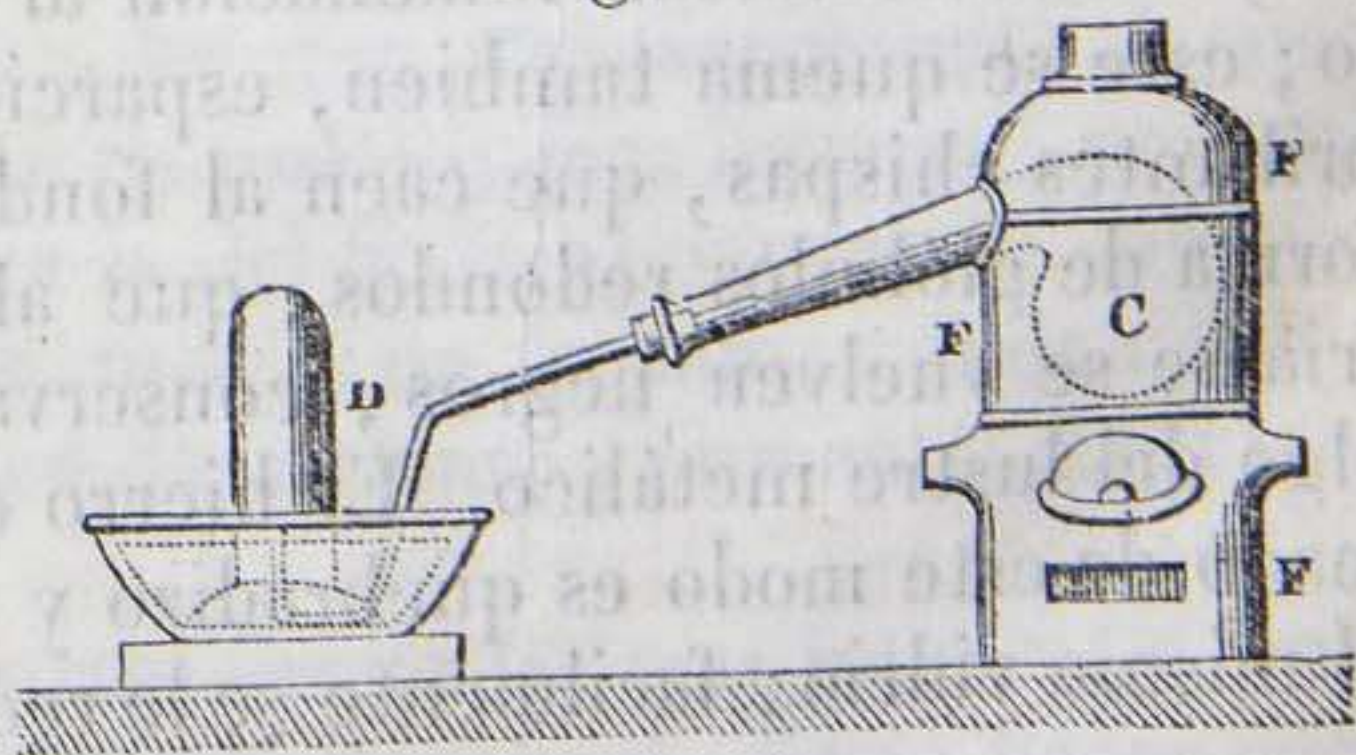
Caracteres. El oxígeno se combina con todos los cuerpos simples, desprendiendo unas veces calórico, y otras este último fluido, y lumínico además; con muchos se une en diversas proporciones, siendo su combinación frecuentemente directa. El carbon, fósforo, azufre, hierro, &c. sumergidos en este gas, con tal que presenten algun punto en ignicion, se apoderan rápidamente de él con gran desprendimiento de calórico y lumínico. El agua le disuelve tambien, pero en pequeñas porciones.

Usos. Para formar una idea de la importancia de este gas, baste decir que hace parte del ayre atmosférico; que es el único capaz de sostener la vida; que entra en la composicion de todos los óxidos, y de la mayor parte de los ácidos; en fin, él es quien desempeña el papel mas importante en el fenómeno llamado combustion.

Preparacion. Varios son los procederes por cuyo medio se puede estraer el oxígeno. El mas económico consiste en calentar hasta el calor rojo bióxido de manganeso en una retorta de greda enlodada y puesta en un hornillo de reverbero EF;

inmediatamente se desprende, y es conducido por un tubo curvo á la campana D, llena de agua. El residuo es una mezcla de pro-

Fig. 4.



tóxido de manganeso con un poco de bióxido. El oxígeno obtenido por este medio nunca es muy puro; para obtenerle en tal estado se calienta en una retorta de vidrio el clorato de potasa, y se opera del mismo modo; en este caso el residuo es cloruro de potasio, lo cual facilmente se concibe, si se atiende á que el clorato de potasa puede ser representado por cloruro de potasio, mas oxígeno. Un gran número de ácidos darian por el mismo método igual resultado.

COMBUSTION Y LLAMA. — Se define hoy dia la combustion *un fenómeno general que se produce cuando dos cuerpos se unen con desprendimiento de calórico y luz.* El experimento mas notable para demostrar esta propiedad se debe á Ingenhous; tómese un trozo de alambre bien fino, BC (figura 5) rollado en espiral; fijese una de sus estremidades B á un tapon de corcho A, destinado á tapar la botella D E F G; al otro extremo se coloca un pedacito de yesca C; llénase el frasco D E F G, de gas oxígeno; se enciende aquella, é introduce con prontitud juntamente con el alambre en la botellita, tapándola como se ve en la Fig. 5. Tan pronto como la yesca se sumerge en el oxígeno, arde con una luz que deslumbra, comunicando la inflamacion al hierro; este se quema tambien, esparciendo brillantes chispas, que caen al fondo en forma de glóbulos redondos, que al enfriarse se vuelven negros, conservando algo del lustre metálico. El hierro quemado de este modo es quebradizo y mas frágil que el mismo vidrio; facilmente se le reduce á polvo, y



es atraído por el iman ; aun cuando esta propiedad es mas pronunciada antes de ser quemado.

Creian los químicos en otro tiempo que no habia combustion sino cuando el oxígeno se unia á algun otro cuerpo ; pero el fenómeno del desprendimiento de calórico y lumínico , que se produce cuando se arroja arsénico ó antimonio en polvo en el cloro , ha cambiado enteramente esta idea. No obstante , hoy dia aun se da el nombre de combustion al fenómeno en cuya virtud un cuerpo se une lentamente al oxígeno , aun cuando no haya desprendimiento alguno de luz ; pero es claro como el acto es el mismo , con sola la diferencia de ser la combinacion lenta , y que el calórico desarrollado nunca es en suficiente cantidad para hacerse luminoso.

Cuando el desprendimiento de calórico y luz se verifica en una sustancia gaseosa , se produce lo que se conoce con el nombre de llama ; por consiguiente , esta no es sino *un gas calentado hasta el punto de ser luminoso*. La temperatura de la llama es siempre mayor que el calor blanco de los cuerpos sólidos. La llama no presenta siempre la misma intensidad ; en general , los cuerpos que durante la combustion producen gases , ofrecen una luz mas débil , como por ejemplo el hidrógeno , azufre , etc. ; al contrario los que dan nacimiento á cuerpos fijos , producen una luz mas intensa , por cuya razon es tan viva la del fósforo ; y por ello tambien si se coloca en medio de la llama pálida del hidrógeno un poco de amianto , aumenta su intensidad.

Para obtener una luz de las mas intensas y únicamente comparable á la del sol , basta hacer caer

sobre la cal la llama resultante de la combinacion de hydrogéno con el oxígeno puro.

Tambien se puede aumentar de un modo muy extraordinario el calor de la llama, dirigiendo sobre ella una corriente de aire para que active la combustion de los gases que la producen. El instrumento que se emplea á este efecto se llama soplete.

SOPLETE. — Este instrumento fue empleado en las artes mucho antes que los químicos pensaran en sacar de él algun partido. Swab, mineralogista sueco, le empleó por el año 1738 para ensayar los minerales; y desde esta época es muy usado por los químicos. Con este instrumento se reconoce con prontitud y notable precision la naturaleza y los principales caracteres de pequeñísimas cantidades de sustancias anorgánicas. El soplete, como actualmente se usa, ha sido perfeccionado por Ganh (fig. 6.); las diferentes piezas de que se compone son: 1^a un tubo hueco y cónico; 2^a una parte cilíndrica destinada á recibir la humedad que arrastra el aire al soplar; 3^a abertura para recibir el tubo de roce; 4^a otra abertura destinada á recibir el cañoncito del pico; 5^a pico de cobre ó plata; 6^a una cebolla de platina colocada á la estremidad del pico. El soplete se usa para ensayar la fusibilidad de los cuerpos, ya solos, ó mezclados con

Fig. 6.



fundentes, tales como el borax y carbonato de sosa, para reducir los óxidos, ú oxidar los metales. En el uso de este instrumento los carrillos hacen de fuelles, y para que la corriente sea continua se debe respirar por la nariz.

Una pregunta se puede hacer con respecto á la combustion: ¿qué cantidad de oxígeno gastan los combustibles comunes? Generalmente se admite que una vela de sebo de una libra de peso necesita de 68 gramos de oxígeno por hora; lo que representa 340 decímetros cúbicos de aire; una bugía ha menester 86 gramos de oxígeno, y una lámpara Cárcel 336 gramos, ó 1680 decímetros cúbicos de aire.

TEORIA DE LA COMBUSTION. — La teoria de la combustion ha sido siempre la base de las doctrinas químicas; por cuya causa espondrenos las diferentes hipótesis que han servido para explicarla.

Teoría del flogístico. — Stalh dice que todos los cuerpos combustibles contienen una sustancia particular, que él llama *flogístico*, la cual produce, al desprenderse, la combustion; pero Lavoisier ha probado consistir en la combinacion del oxígeno con la sustancia combustible.

Teoría antiflogística. — Lavoisier explica el fenómeno de la combustion diciendo, que el oxígeno al combinarse pierde su calórico latente, de donde resulta el desprendimiento de calor; examinemos pues la combustion del gas hydrógeno, y la formacion del agua, y veamos si esta opinion puede sostenerse.

El calor específico de 100 partes de agua puede representarse por 100; tomando el de esta por

unidad, el del oxígeno será 0,361, y el del gas hidrógeno 3,2936; 100 partes de agua contienen 11,1 de hidrógeno; el calor específico de este será 36,55, y 88,9 de oxígeno, cuyo calor específico es 20,99; sumando entrambos números resultará 57,54 calor específico de la mezcla de dichos cuerpos, necesarios para producir 100 partes de agua; pero el de este líquido es 100, es decir, 42,46 mas del que se encuentra en sus dos elementos. La enorme dosis de calórico que se desprende durante la combustion del gas hidrógeno no procede del cambio de calores específicos, pues en tal caso deberia bajar la temperatura; no se debe tampoco al desprendimiento de calórico, que da la forma gaseosa al oxígeno é hidrógeno, porque el agua en el momento en que se forma produce un vapor mucho menos denso que el de sus elementos; y de consiguiente en otra cosa debe consistir la causa de la produccion del calórico.

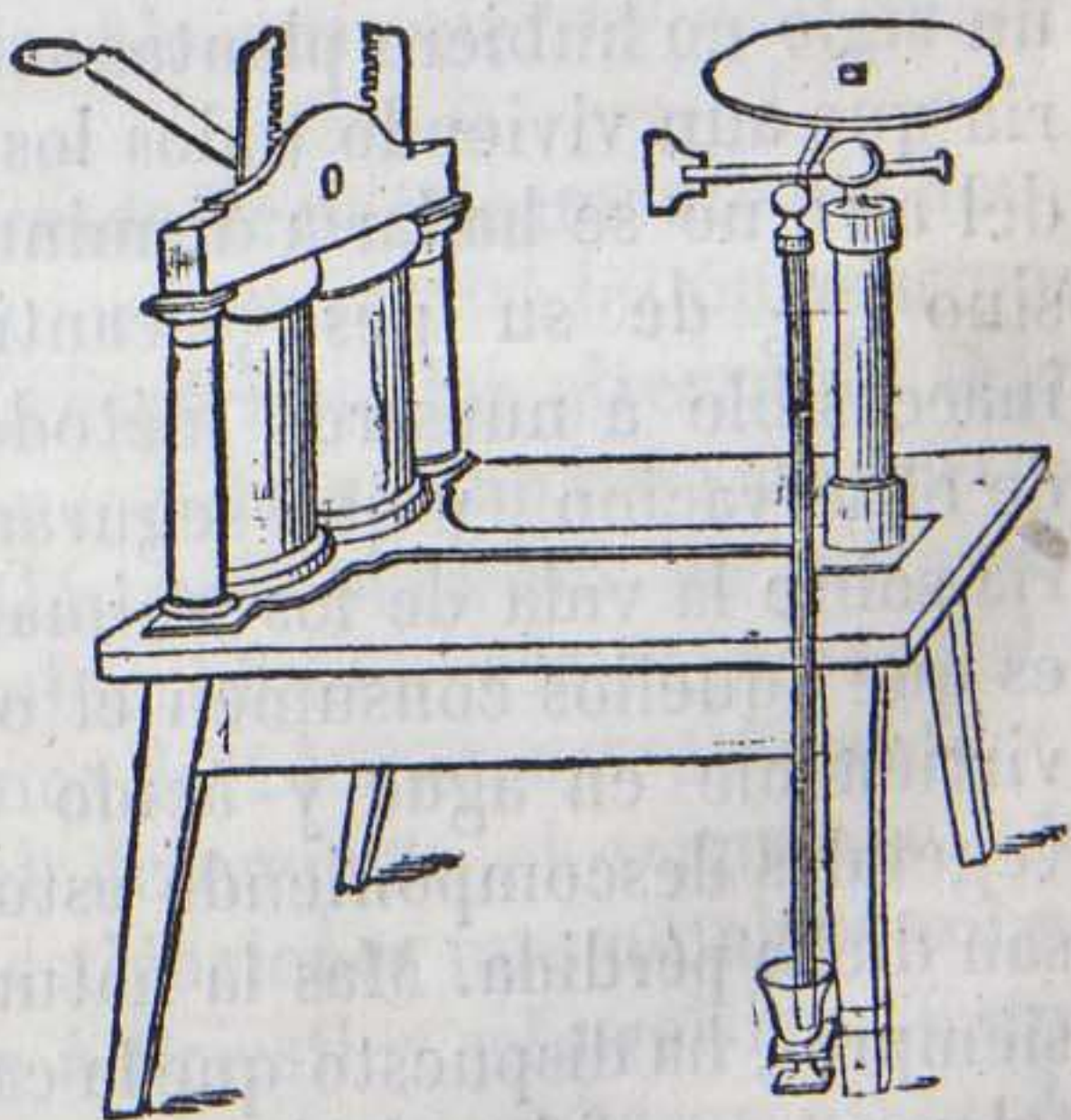
Teoría electro-química. Desde el descubrimiento de la pila, y aun antes de esta época, se creía existir entre las fuerzas eléctricas y químicas una analogía que confirmaron los experimentos. Siempre que se unen electricidades de nombres contrarios hay desprendimiento de calórico y luz; é igualmente si dos cuerpos se combinan, hay neutralizacion y desprendimiento de dichos fluidos. Es pues notable la analogía; mas cuando se observa que bajo la influencia de dos electricidades contrarias, los cuerpos compuestos se destruyen y resuelven en sus elementos: ¿podrá dejar de admitirse al menos como probable, que las fuerzas químicas y las eléctricas son idénticas? La esplicacion mas

verosimil de la combustion y de los fenómenos que de ella dependen es la siguiente: *En toda combinacion se neutralizan las electricidades opuestas, fenómeno que se opera con desprendimiento de luz, del mismo modo que la produce una descarga de la botella de Leyden, ó la pila y el trueno.*

DE LA RESPIRACION.—Sabemos como esta funcion se efectua en el hombre y en la mayor parte de los animales en un órgano llamado *pulmon*; consiste en la entrada de cierta cantidad de aire, que poco despues se espele; actos que se operan con el ausilio de movimientos alternativos de los músculos, cuya accion es continúa, en términos que si se suspende, aun cuando sea por cortísimo tiempo, el animal perece. El aire es necesario para que se efectue la respiracion, bastando á suspenderla que la cantidad de este gas sea pequeña, ó esté muy enrarecido ó vicia-

Fig. 7.

do. Pruébase esto suficientemente colocando un pájaro vivo bajo la campana A de la máquina neumática (fig. 7.) Al momento se saca parte del aire que contiene el recipiente, el animal se debilita, late las alas, cae exánime, inspira aceleradamente, y muy luego muere, si no se da



otra vez entrada al aire. Este es el único gas que puede mantener la respiracion; el oxígeno solo obra con demasiada actividad, y los otros fluidos ó son inertes, como el azoe, ó venenosos cual el ácido carbónico.

Lavoisier y Seguin han hecho gran número de experimentos sobre la respiracion, de los cuales resulta como un hombre consume en 24 horas 755 litros de oxígeno, de cuyo hecho se deduce que necesita el contenido en 3 1/2 metros cúbicos de aire atmosférico. No por ello se crea deba llegar un dia en que el aire respirable se concluya; para probar este aserto citaremos el siguiente trozo del texto de una memoria del Sr. Dumas. «El cálculo manifiesta que aun exagerando todos los datos, se necesitarian mas de 800,000 años para que los animales existentes sobre nuestro planeta consumiesen todo el oxígeno que contiene el aire; de lo cual se deduce, que aun suponiendo hecha la analisis de dicho fluido en 1800, y que durante todo un siglo no hubiera plantas sobre el globo, sucederia que aun viviendo todos los animales, el oxígeno del aire no se hallaria disminuido en el año 1900 sino $\frac{1}{8000}$ de su peso, cantidad insignificante é inaccesible á nuestros métodos mas escrupulosos de observacion, y que seguramente en nada influiria sobre la vida de los animales ó plantas. Cierto es que aquellos consumen el oxígeno del aire, convirtiéndole en agua y ácido carbónico; pero los vegetales descomponiendo estos dos gases compensan dicha pérdida. Mas la naturaleza, próspera como siempre, ha dispuesto que la cantidad del aire fuese tal que, aun faltando la intervencion de las plantas

para purificarle , necesitasen los animales muchos siglos para alterarlo de un modo sensible.

El aire que nos rodea pesa 581,000 cubos de cobre de un kilómetro de lado , y su oxígeno 134,000 de esta medida. Si suponemos habitada la tierra por mil millones de hombres , y hacemos ascender la poblacion animal de modo que equivalga á tres mil millones de hombres , se verá como todos reunidos no consumen en un siglo un peso de oxígeno que esceda al de 15 ó 16 kilómetros cúbicos de cobre. Debian pues trascurrir 10,000 años para que todos aquellos pudiesen producir sobre el aire un efecto sensible al eudiómetro de Volta; y esto en la suposicion de que las plantas no eliminasen oxígeno durante este período.

«Podremos afirmar , como en muchos siglos no faltará oxígeno en el aire atmosférico , aun cuando no hiciéramos caso de las plantas, que le restituyen en tanta ó mayor cantidad que la pérdida; porque los vegetales mas bien se sostienen del ácido carbónico eliminado por los volcanes, que del que produce el reino animal.

No se crea que cerrado herméticamente un hombre en un lugar cualquiera consumirá las últimas porciones de oxígeno, sin experimentar alteracion alguna; pues para ello se necesita que no baje de las tres cuartas partes ; por lo tanto para que no sufra durante 24 horas cámbio alguno , la capacidad del local debe ser al menos de 14 metros cúbicos.

Veamos que papel desempeña el oxígeno en la respiracion. Las investigaciones mas notables sobre este asunto se deben á Priestley y Lavoisier. Estos sábios , cuyos experimentos comprobaron otros de

no menos nota , han visto que el aire espirado contiene mayor cantidad de vapor de agua , un poco menos de oxígeno , y mas ácido carbónico que el inspirado ; que el azoe apenas varía en sus proporciones , y por último , que los volúmenes tanto de uno como de otro son casi iguales. De estos hechos dedujo Lavoisier en union con Laplace que tan luego como la sangre venosa se pone en contacto con el aire en los vasos capilares del pulmon , el oxígeno le quita una parte de su carbono , y le convierte en ácido carbónico , y otra de hidrógeno que transforma en agua , cuyos productos son eliminados al exterior , mediante la contraccion de los pulmones. Privada así la sangre venosa de una cierta cantidad de oxígeno é hidrógeno adquiere todas las propiedades de arterial.

Esta teoría acerca la respiracion es muy sencilla , y el fenómeno principal se reduce á una verdadera combustion. Con efecto ; el Sr. Edwards ha probado que no era tan solo en los pulmones donde se operaba tan maravillosa metamórfosis , sino en todo el aparato circulatorio ; pero sea de esto lo que fuere , la hipótesis de Lavoisier no admite duda en sus resultados , proporcionando ademas una esplicacion sencilla de la produccion del calor animal. Los señores Dulong y Despretz han creido que no puede explicar esta teoría sino las $\frac{9}{10}$ del calor producido ; pero examinando los experimentos de estos sábios , se verá como hay algo de error en su método ; y que está demostrado , como ha dicho Lavoisier , que todo calor animal proviene de la respiracion , midiéndose por el carbono é hidrógeno consumidos durante este acto. En esto se

ocupaba nuestro inmortal químico, cuando la falange de los terroristas vino á cortar el hilo de una vida tan preciosa y útil. Lavoisier fue muerto el 8 de Mayo de 1794 á la edad de cincuenta años.

§. II. De los metaloides.

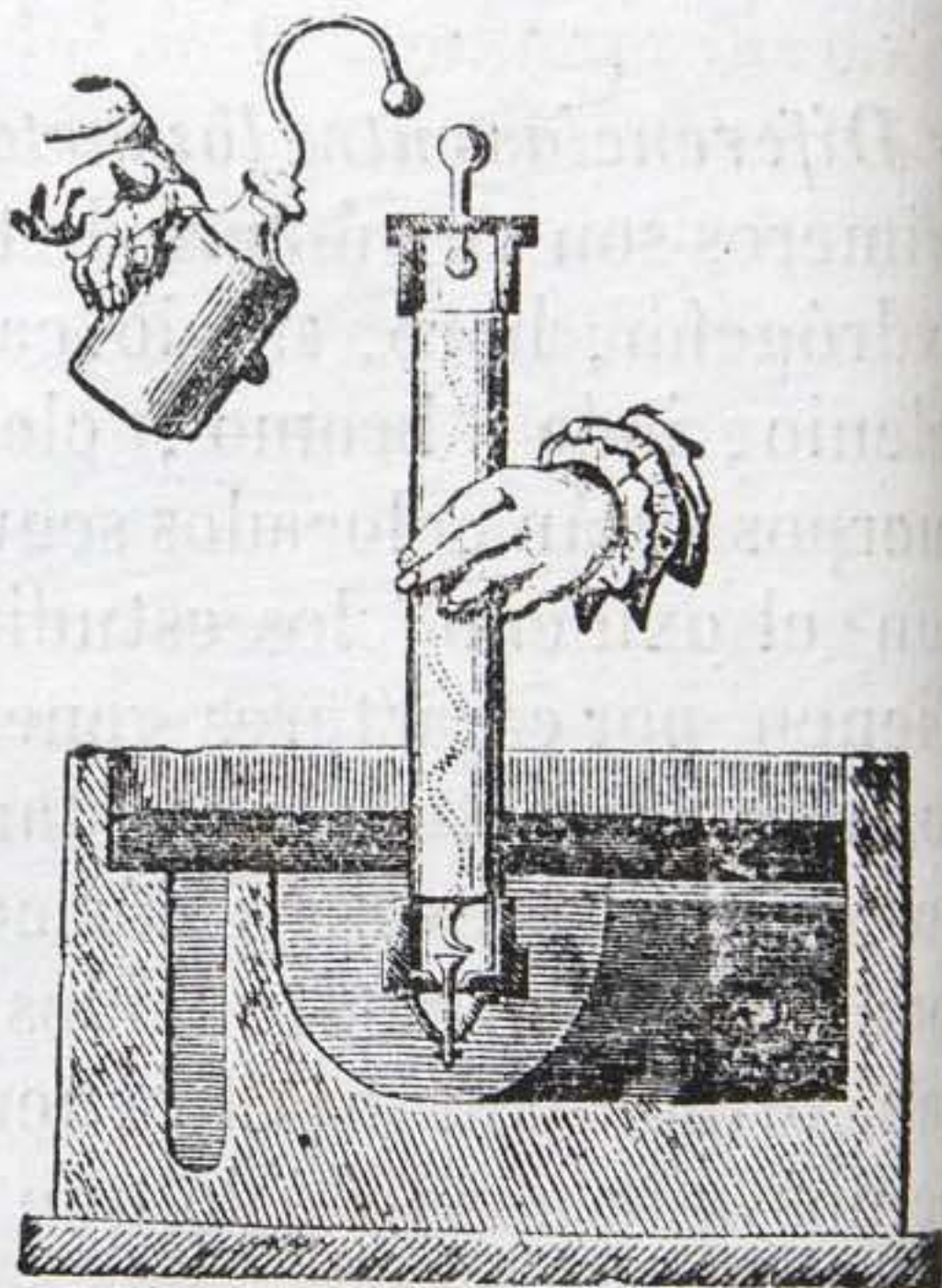
Diferencias entre los metaloides y metales.—Los primeros son en número de trece, á saber: oxígeno, hidrógeno, boro, silicio, carbono, fósforo, azúfre, selenio, iodo, bromo, cloro, fluor y azoe. Estos cuerpos están colocados segun la afinidad que tienen con el oxígeno; los estudiaremos bajo este orden. Tienen por caracteres generales ser electro-negativos con respecto á las sustancias metálicas; son menos conductores del calórico y electricidad; y forman particularmente ácidos, al paso que los metales dan origen con mas frecuencia á óxidos. Nada tenemos que añadir á lo que se ha dicho del oxígeno en el párrafo anterior; por cuya causa trataremos del

HYDROGENO. (*Aire inflamable*).—Este cuerpo se halla con mucha abundancia en la naturaleza; unido al oxígeno constituye el agua; con el carbono y oxígeno las materias vegetales; y con el azoe, y los dos anteriores las animales; al estado de pureza es siempre gaseoso. Es ademas incoloro, sin olor, é insípido; es el gas mas ligero que se conoce; su gravedad específica=0,6388, lo cual permite transvasarle con facilidad; su potencia refractiva bastante considerable=6,61436, y está en relacion con su mucha afinidad hácia el oxígeno, y por consiguiente con su gran combustibilidad. Apaga los cuerpos en ignicion, y no es respirable, aunque no es

deletéreo. De todos los metáloides es el mas electropositivo.

De aquí resulta que debe unirse fácilmente con el oxígeno; con efecto, puestos entrambos en un eudiómetro, fig. 8. y calentándoles ó comunicándoles una chispa eléctrica, se combinan para formar agua. Esta combinación se opera entre dos volúmenes de gas hidrógeno y uno de oxígeno, y en peso 11,10 del primero, y 88,90 del segundo. Cuando la union se verifica por medio de la chispa eléctrica, se produce desprendimiento de calórico y luz, y una detonacion mas ó menos viva; fenómeno este último muy fácil de explicar si se atiende á que estando el eudiómetro lleno de agua excepto la pequeña parte que ocupan los gases, estos por medio de la chispa forman agua, que reducida á vapor, mediante el calórico que produce la combustion, ocupa mayor espacio que aquella, y oprime al líquido de arriba abajo; pero muy luego el vapor en contacto con el agua fria se condensa y da entrada al fluido antes espelido; de estos efectos instantáneos resulta el doble choque que produce la detonacion.

Fig. 8.



Una fuerte y súbita compresion puede tambien

unirlos , pues por este medio se produce un gran calor. Hay algunos cuerpos bajo cuya influencia , y á la temperatura ordinaria , puede verificarse tambien la combinacion ; tales son el paladio , rodio , iridio , y sobre todo el platino. Con efecto ; si se dirige una corriente de gas hydrógeno sobre un pedazo del último de aquellos , el metal se calienta hasta el rojo , y el gas se inflama , formando agua.

El hydrógeno es quizá el cuerpo que al quemarse produce mas fuerte calor ; por eso nos servimos con frecuencia de él para fundir sustancias consideradas como infusibles.

Aunque dicho cuerpo , (el hydrógeno) sea con efecto sustancia tan combustible , una tela metálica fina colocada entre él y la llama de una bugía impide se inflame , aun hallándose mezclado con el oxígeno , cuyo fenomeno consiste en que el hilo metálico enfria hasta tal punto la llama , que no puede pasar al traves de ella y tocar el gas ; fundándose el Sr. Dawy en esta propiedad ha inventado su lámpara de seguridad tan útil á los mineros.

El Sr. Bibra ha hecho varios experimentos sobre el calor que las diferentes sales pueden comunicar á la llama producida por el hydrógeno. Las de potasa le dan un tinte violado ; las de sosa amarillo intenso ; las de cal rosa ; las de bismuto y mercurio azul ; las de cobre verde ; las de barita verde claro ; las de estronciana rojo muy intenso ; y las combinaciones de arsénico ó antimonio les comunican un matiz blanco.

Caracteres esenciales. — El gas hydrógeno se puede reconocer con facilidad 1.º por su ligereza , pues es el que tiene menor gravedad específica ;

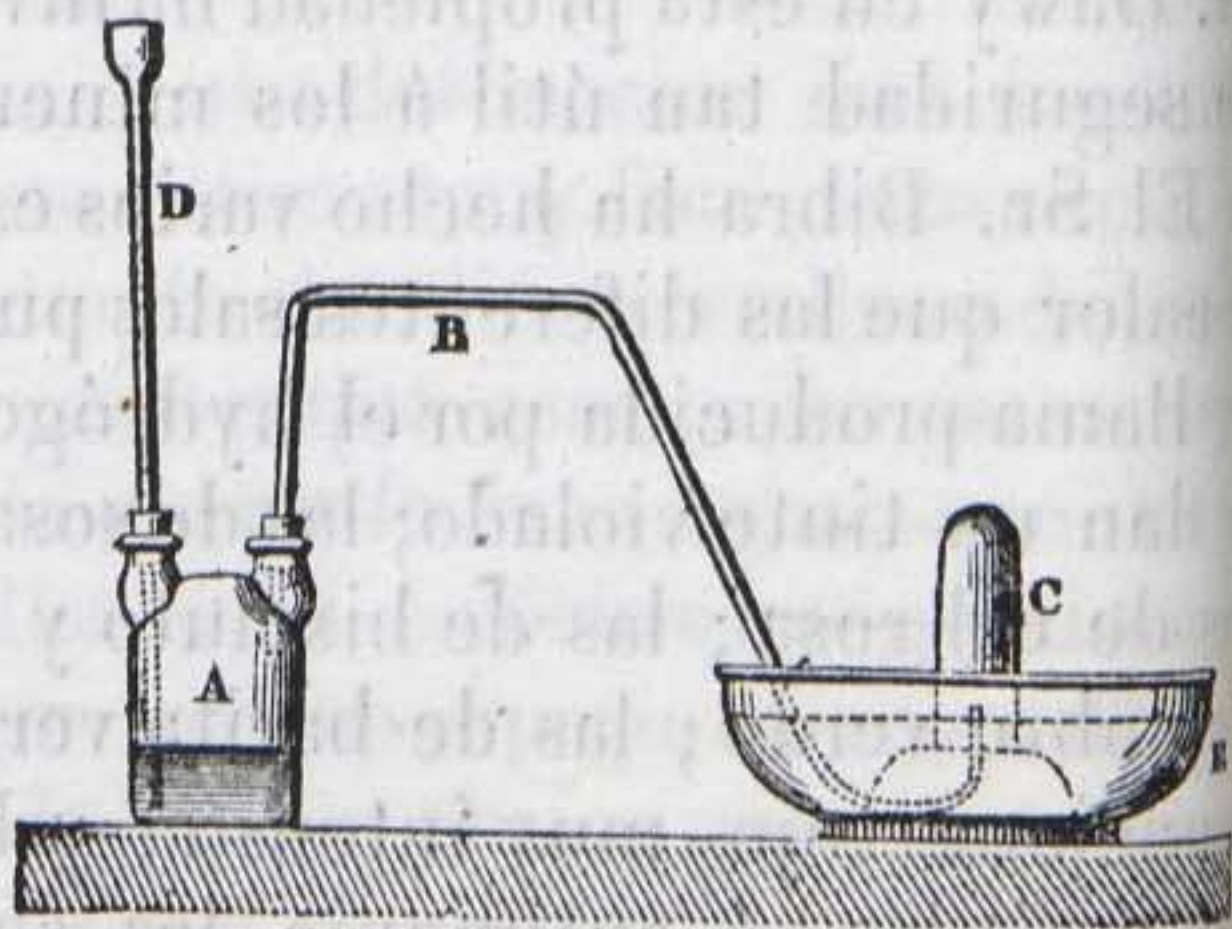
2.º porque si se le acerca una vela encendida se inflama, produciendo una detonacion y alguna pequeña cantidad de agua; 3.º porque si se introduce una vela encendida en una probeta llena de dicho gas, se apaga aquella, despues de haber inflamado las primeras capas del hydrógeno.

Usos. — Sirve para analizar el aire, obtener una alta temperatura, y llenar los globos aereos táticos.

Preparacion. — Se obtiene este gas poniendo sobre limaduras de hierro ó zinc ácido sulfúrico diluido en agua; esta se descompone, y su oxígeno se combina con el metal, que oxidado se une al ácido, y forma sulfato de hierro ó zinc, mientras que el hydrógeno del agua se desprende y queda libre.

El aparato (fig. 9) se compone de un frasco bitubulado A, en el cual se introduce zinc en granalla; á una de

Fig. 9.



sus bocas se adapta un tubo de tres curvaturas B, que va á parar bajo una probeta C, llena de agua puesta en la cuba G; y por el tubo recto D se va introduciendo poco á poco el ácido sulfúrico debilitado.

Tambien se obtiene el hydrógeno descomponiendo el agua por medio de la pila, como ya hemos

dicho en el tratado de física. El descubrimiento de este gas data desde el principio del siglo XVII. Cavendish fue el primero que le estudió bien en 1766, aun cuando Boyle y Boerhave hablaron ya de él mucho antes.

Si en un frasco se ponen limaduras de hierro ó zinc, y ácido sulfúrico con agua, adaptando al propio tiempo á la boca de aquel un tapon con un tubo recto, cuya estremidad superior se haya estirado á la lámpara, el hydrógeno saldrá por el tubo, é inflamado por un cuerpo en ignicion constituye la lámpara filosófica. (fig. 10.) El hombre, como ha demostrado Scheele, puede respirar el hydrógeno puro mezclado con el aire atmosférico, si bien despues de algunas inspiraciones se observa haber cambiado enteramente el metal de la voz.

Fig. 10.



DE LAS COMBINACIONES DEL HYDRÓGENO.—El hydrógeno combinándose con los metaloides da origen á compuestos, cuyas propiedades son muy diferentes y que podremos dividir en tres clases bien distintas.

La primera comprenderá los compuestos neutros.

La segunda aquellos cuyas propiedades son de ácido; se le designa con el nombre de *hydrácidos*.

La tercera los que gozan de virtudes alcalinas, como el amoniaco.

Se llaman generalmente *hydruros* sus combinaciones neutras, no habiendo entre ellos sino dos

que sean dignas de estudiarse , á saber , las que forma con el carbono ó el fósforo.

BORO.—Esta sustancia fue descubierta por los señores Gay-Lussac y Thenard; nunca se encuentra pura en la naturaleza , pues hace parte de tres combinaciones naturales , el ácido bórico , borato de sosa , y borato de magnesia.

El boro es sólido , pulverulento , insípido , inodoro , de un verde oscuro , y de mayor gravedad específica que el agua. Sometido á la acción de un fuerte calor no sufre otro cámbio que una contracción mas ó menos pronunciada , de lo cual se sigue que es infusible.

— El oxígeno no tiene á la temperatura ordinaria acción alguna sobre él ; mas por medio del calor la combinación se verifica con rapidez , resultando ácido bórico ; si se le funde , se cubre siempre de una pequeña porción de boro , que se ha mirado mucho tiempo como *óxido de boro*.

El boro posee la propiedad singular de dividirse en el agua pura hasta el punto de atravesar los filtros juntamente con ella; fenómeno que no se verifica , si contiene el líquido alguna sal ; lo mismo sucede si se le calienta fuertemente. No tiene usos.

Preparacion.— Se le obtiene descomponiendo el ácido bórico por medio del potasio ó sodio ; se introducen en un tubo de cobre partes iguales de potasio hecho pedazos , y de ácido bórico pulverizado ; se colocan estas sustancias por capas , y se calienta el tubo á la lámpara de alcohol; muy luego el metal se apodera del oxígeno , y de una parte del ácido , formando un óxido , que unido con el ácido restante da origen á un borato , y el boro del ácido

descompuesto queda libre ; se disuelve la mezcla en el agua hirviendo , y el boro queda en el filtro.

SILICIO. — Unido al oxígeno existe en gran cantidad en la naturaleza ; fue descubierto por Gay-Lussac y Thenard , y estudiado por Berzelius. Al estado de pureza es de color avellana oscuro, sin brillo metálico , olor , ni sabor , insípido é infusible. Se le obtiene por medio del potasio.

CARBONO. (*Carbon puro*) — Es una sustancia muy abundante al estado de combinacion , pues todas las materias animales y vegetales le contienen en gran cantidad ; hace parte del ácido carbónico, y de todos los carbonatos. Puro no se le encuentra sino en el diamante.

— A primera vista se hace difícil creer que el diamante, el mas puro y trasparente de todos los minerales , sea de la misma naturaleza que este cuerpo negro y opaco , que llamamos carbon ; mas los experimentos practicados al efecto han convencido á los químicos de la identidad de tales cuerpos , de aspecto tan diferente , y propiedades físicas tan contrarias. Hasta el fin del último siglo no se tuvo una idea exacta sobre la analogía de estas dos substancias ; debemos á Lavoisier tan gran descubrimiento. Los antiguos tuvieron al diamante por sustancia incombustible ; pero en 1495 el gran duque de Toscana dispuso que los miembros de la academia *del Cimento* hicieran algunas experiencias. Efectivamente ; colocaron el diamante en el foco de un espejo cóncavo, y desapareció despues de un cierto tiempo ; igualmente se verifica la combustion completa de dicho cuerpo en un hornillo ordinario , si se halla espuesto á la accion del aire ;

y por el contrario indescomponible por el fuego mas violento, si se le intercepta del todo la comunicacion con este fluido. Lavoisier fue el que observó, quemando esta sustancia en vasos cerrados, como producía ácido carbónico, lo mismo que el carbon de leña; y de ello dedujo que el primero de estos cuerpos debia contener el mismo principio combustible que el segundo, es decir, carbono. Posteriormente se demostró como el diamante es carbono puro, y que interin su combustion absorbe igual cantidad de oxígeno, de la que necesita el carbon puro, es decir en peso, dando asimismo origen á igual cantidad de ácido carbónico, cuyo peso es exactamente igual al del oxígeno, mas el del diamante, ó carbon empleado. Estos esperimetros confirman del modo mas terminante la identidad de estas dos sustancias. Digno de notarse es que el ilustre Neuton hubiese sospechado la cualidad eminentemente combustible del cuerpo en cuestion mucho tiempo antes que se pensase sujetarle á la accion del fuego; consecuencia que dicho genio dedujo de las propiedades ópticas de dicho cuerpo, y que permaneció ignorada de los sabios hasta el año 1792.

Los diamantes se encuentran en las Indias orientales, y en el Brasil, en los terrenos areniscos y ferruginosos, que los naturales llaman *cascalho*; preséntanse unas veces bajo la forma de cristales muy brillantes, limpios y transparentes; y otras (que es lo mas regular) cubiertos de una costra mas ó menos espesa.

Es el cuerpo mas duro que se conoce, pues los raya á todos, y á él no le altera sino su propio polvo, que es negro aunque provenga de diamantes inco-

loros. Su poder refringente es de 3,1961. Calentado en vasos cerrados no sufre alteracion alguna; pero si se le espone á una temperatura elevada y al aire libre, no tarda en absorver el oxígeno del mismo, y formar ácido carbónico.

Se le emplea como objeto de lujo; se usa tambien para rayar otros cuerpos y cortar el vidrio.

La *plombagina*, conocida aun bajo el nombre de grafito, mina de plomo, ó lápiz negro, es una variedad de carbono mas ó menos impuro, que se presenta en masas informes de un gris negro y brillo metálico. Esta sustancia se encuentra en los terrenos de antigua formacion; en otro tiempo se la consideraba como un carburo de hierro, pero mejor estudiada hoy dia, se ve ser una variedad de carbono mezclada con tierra y óxido de hierro. Se la emplea para hacer lapiceros.

La *antracita* ó *antracito* es una sustancia carbonosa, con brillo metálico, que mancha los dedos de negro, opaca, quebradiza, y seca al tacto. Encuéntrasela en terrenos antiguos, y sirve como combustible.

— *Hulla* ó *carbon de tierra*.— Con este nombre, derivado de la palabra sajona *hulla*, se designa la materia carbonosa que se encuentra en masas considerables en el seno de la tierra; la forma principalmente el carbono y betun unidos á una porcion variable de materias térreas. Es sin contradiccion alguna el combustible mas precioso, pues su abundancia produce una grande economía de madera, cuya utilidad en las artes y tardo crecimiento debemos respetar. Es la base de todas las industrias que necesitan de calórico, y un manantial

incalculable de riqueza para los pueblos que poseen minas de esta sustancia, llamada comunmente *carbon de tierra*, que se encuentra en las capas inferiores de los terrenos secundarios. La Inglaterra y Bélgica poseen minas muy abundantes; en Francia cuéntanse 42 departamentos en donde se benefician, con especialidad en Saint-Etienne, Creuzot, y Anzin.

Algunas variedades de carbon arden con mucha dificultad, como el diamante y plumbagina. En

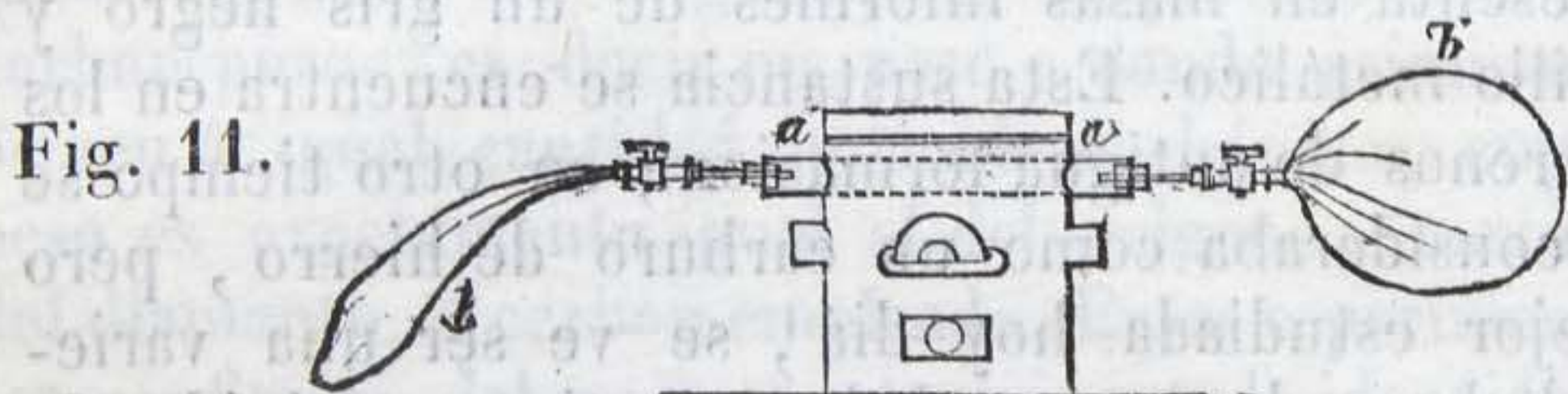


Fig. 11.

este caso se usa del aparato (fig. 11.) compuesto de un tubo de porcelana *aa* enlodado, que se coloca en un hornillo, y al que se adaptan por medio de tubos de vidrio, dos vejigas *bb*, la una llena de gas oxígeno, y la otra vacía; colócase el diamante ó la plumbagina en la parte media del tubo, que se mantiene á la temperatura roja durante toda la operacion; se hace pasar el oxígeno al traves del tubo, comprimiendo alternativamente las indicadas vejigas. El diamante ó la plumbagina desaparecen al cabo de algun tiempo bastante considerable, y trasforman el oxígeno en ácido carbónico, sin que cambie su volúmen. Lavoisier ha logrado quemar el diamante, colocándole en el centro de una gran campana llena de oxígeno, y haciendo caer sobre él los rayos solares reunidos por medio de un gran lente; el diamante arde con una luz tranquila,

de un rojo tan brillante, que se hace visible, aun en medio del sol mas intenso, despidiendo durante su combustion un calor tan considerable, que puede fundir hilos de platina. —

Carbones. — Lo que generalmente se entiende por carbon es una mezcla de mucho carbono, un poco de hydrogeno, y mas ó menos cantidad de sales, que constituyen la ceniza. En los carbonos que provienen de sustancias animales se encuentra una gran proporcion de azoe. La cantidad de carbono varia segun las diferentes especies de carbon; por ejemplo: el de abeto contiene 98,56 de aquel; el de box no calcinado 97,85; el que proviene de materias animales no terrosas solo encierra 71,7, pues lo restante es azoe. Podemos muy bien conocer el carbon vegetal ó hydrogenado, y el animal ó azoado.

El primero es sólido, negro, fragil, muy poroso, inodoro, insípido, y mas pesado que el agua. Cuando contiene pocas materias estrañas, es buen conductor del calórico, siendo muy débil en el caso contrario. Es muy buen conductor del fluido eléctrico, si ha sufrido una fuerte calcinacion; los carbonos de los hornos se encuentran en este caso, motivo por el cual se usa para cubrir la parte inferior de los para-rayos.

Sometido el carbon á una fuerte temperatura en vasos cerrados, pierde el agua absorvida y produce ademas una cierta cantidad de gas compuesto de óxido de carbono, é hydrogeno solo, y quizá de hydrogeno carbonado.

Se une al oxígeno con facilidad, combinacion que se hace directamente, dando lugar en algunos casos

á la formacion de ácido carbónico , y en otros á la de óxido de carbono. Tómese un frasco lleno de oxígeno ; introdúzcase un pedazo de carbon que presente un puntito en ignicion ; inmediatamente arderá este con gran desprendimiento de luz , fijando el oxígeno , y produciendo ácido carbónico.

El carbon posee, como todos los cuerpos porosos, la propiedad singular de absorber los gases ; absorcion que modifican sin embargo circunstancias de diferente naturaleza. 1^a La absorcion es tanto mayor , cuanto mas baja es la temperatura. 2^a Es tambien mas pronunciada , cuanto mas fuerte sea la presion. 3^a La naturaleza de los gases hace variar la cantidad absorvida ; el gas amoníaco y el ácido clorhydrico son los que se absorven en mayor dosis ; el hydrógeno y azoe estan en el caso contrario. 4^a Algunas clases de carbon absorven menos que otras , á causa del diámetro de sus poros ; el de alcornoque absorve muy poco aire ; el de abeto cuatro veces y media su volumen ; el de box siete veces y media ; y la hulla ó carbon de tierra de Rastiverg diez veces y media mas ; estremos que parece prueben ser la absorcion proporcional á la densidad de los carbones ; no obstante que los muy densos no absorven nada. 5^a El número de poros influye tambien sobre la absorcion ; el carbon de madera en masa absorve siete veces y un cuarto su volumen de aire atmosférico , mientras que el mismo carbon pulverizado no ha consumido mas de cuatro volúmenes y un cuarto ; en cuyo último caso disminuye el número de poros. 6^a Por último, cuanto mas limpio es el vacío de los poros , mayor es la absorcion. Saussure , á quien debemos estas

observaciones, ha demostrado que el carbon es entre todos los cuerpos porosos quien posee al mas alto grado esta propiedad. De manera que una medida de carbon de box absorve 90 de gas amoníaco; — 85 de gas ácido clorhydrico; — 65 de gas ácido sulfuroso; — 55 de gas sulfhydrico; — 40 de gas protóxido de azoe; — 35 de gas ácido carbónico; — 35 de gas hydrógeno carbonado; — 9,42 de gas óxido de carbono; — 9,25 de gas oxígeno; — 7,5 de gas azoe; — y 1,75 de gas hydrógeno.

Caracteres esenciales. — El carbono quemado con el oxígeno produce ácido carbónico, que enturbia la agua de cal.

Preparacion. — El carbon se prepara en las artes sometiendo la leña hasta el calor rojo en grandes retortas de hierro colado. La madera se descompone poco á poco, resultando agua, ácido acético, ácido carbónico, óxido de carbono, hydrógeno carbonado, brea y carbon, que quedan en la retorta, mientras los otros cuerpos se desprenden y recogen en un recipiente particular. Este modo de prepararle es económico, por cuanto haciéndose la descomposicion sin el contacto del aire, se obtiene mayor cantidad de carbon, sacándose al mismo tiempo mucho partido del ácido acético, que puede obtenerse.

El carbono puro es muy difícil de obtener. Se ha propuesto por algunos calentar fuertemente el humo de imprenta; pero segun Braconnot el carbon obtenido por este método contiene muchas sustancias estrañas. El mejor medio consiste en descomponer por el fuego y en vasos cerrados una sustancia orgánica pura tal como la fécula, ó aan

mejor el azúcar cristalizado, que da un carbon casi puro.

El *carbon animal* difiere poco del vegetal; no obstante varía en su composicion, y en el modo como obran sobre las sustancias colorantes. Segun los SS. Busy y Payen el carbon animal posee la propiedad decolorante en un grado al menos tres veces mayor que el vegetal; la intensidad de los carbones animales es tambien mucho mayor en los de color mate, que en los brillantes. Ultimamente, buscando estos sabios el modo como obra el carbon sobre las materias colorantes, han observado: que si á una disolucion por egemplo de sulfato de indigo se añade el negro animal, se le agita convenientemente, y se le filtra, de azul que era el fluido, queda incoloro; que si se trata en seguida el carbon que ha servido para decolorar el líquido por una disolucion de sosa ó potasa, y se filtra, el líquido toma otra vez el color azul. De estos esperimentos resulta que la virtud decolorante del carbon puede atribuirse á una accion química, en la cual el carbon desempeña el papel de base, y el indigo el de ácido; pues en el primer esperimento, este último se combina con el carbon, y en el segundo la sosa ó la potasa, que son bases enérgicas, se apoderan del mismo, quedando libre aquel.

Usos. — Entra el carbon en la composicion de la pólvora y de la tinta de imprenta; sirve para quitar el mal olor á las carnes podridas, y especialmente para decolorar los líquidos y reducir los metales.

DE LAS COMBINACIONES DEL CARBONO. — El carbono se combina con el hydrógeno, azufre, cloro, y azoe. Entre estas combinaciones solo ofrece in-

teres la del carbono y azoe; designanse con el nombre de *carburos*, lo cual no está muy acorde con las reglas de la nomenclatura; pues en el *carburo de cloro* sucede que siendo el cloro mas electro-negativo que el carbono, debiera decirse *cloruro de carbono*. Podremos sin embargo usar indiferentemente de ambas espresiones, con tal que se antepongan las palabras proto, deuto, &c. en cuyo caso diremos protocloruro de carbono, ó deutocloruro de cloro, para designar un mismo compuesto.

COMBINACIONES DE CARBONO E HYDROGENO. — Estas combinaciones ofrecen el mayor interes, por cuanto se encuentra en ellas un producto tan util como el gas del alumbrado. Mucho tiempo se habia creido que el carbono solamente formaba dos combinaciones con el hydrógeno; pero despues descubrió Dalton una tercera; y en estos últimos tiempos se han encontrado otras muchas. Solo trataremos aquí de dos combinaciones mas conocidas, el proto-carburo, y el bi-carburo de hydrógeno, puesto que mas adelante se nos ofrecerá ocasion oportuna para hablar de las otras.

PROTO-CARBURO DE HYDROGENO. (*Hydrógeno proto-carbonado, gas inflamable de las lagunas.*) — Este gas es insípido, inodoro, sin color, insoluble en el agua; su densidad. = 0, 5595, es decir, doble de la del hydrógeno, y una vez mayor que la del vapor de carbono; mezclado con el aire ó con el oxígeno detona mediante la chispa eléctrica, y si al aire libre se acerca una luz á una corriente de este gas, arde con una llama

amarilla. El cloro le descompone al momento, y á la temperatura roja se apodera de todo el hidrógeno, forma ácido clorhídrico, y deja libre el carbono.

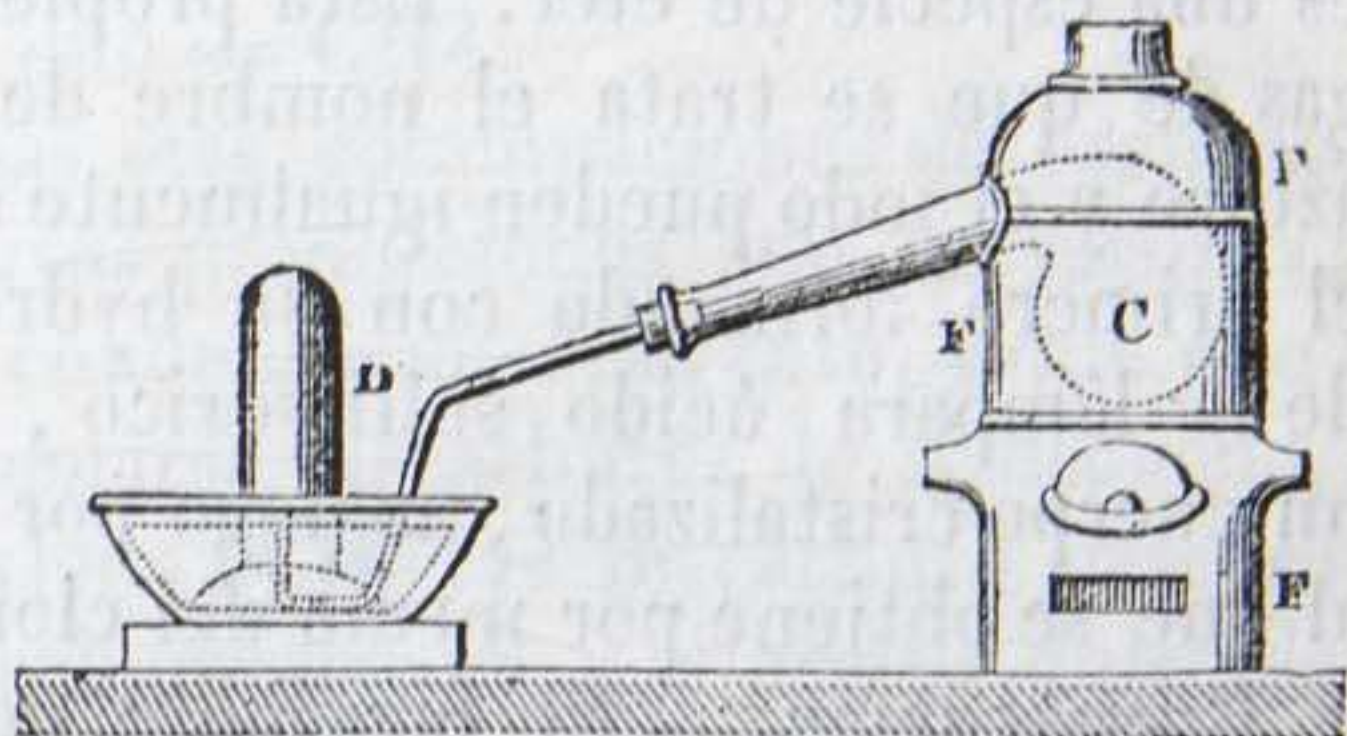
Encuétrasele en el cieno de las lagunas y de todas las aguas estancadas; algunas veces se presenta en la superficie del líquido bajo la forma de ampollas, y proviene sin duda de la descomposición que sufren, principalmente en verano, las materias orgánicas. También se le halla en algunas minas, recibiendo en este caso el nombre de *tubo de las minas*, el cual inflamado produce esos fuegos naturales, que se ven en la cuesta septentrional de los montes Apeninos en Italia.

Basta para obtenerle agitar el cieno y recibir el gas que se desprende en frascos llenos de agua y provistos de anchos embudos.

La análisis ha demostrado que contiene cantidades cortas de ácido carbónico, azoe, y oxígeno; podremos quitarle este último por medio del fósforo y ácido carbónico con la potasa, pero nos es imposible privarle de la corta cantidad de azoe que contiene. Haciendo abstracción del gas que acabamos de citar, absorbe cuando se quema dos veces un volúmen de oxígeno, y produce uno igual al suyo; de cuyos datos podremos concluir está formado de su volúmen de vapor de carbono y dos de hidrógeno, condensados en uno solo = CH. Persoz y Dumas han indicado un método muy sencillo para preparar el gas de que se trata; consiste en mezclar 40 partes de acetato de sosa cristalizado, otras tantas de potasa, y 60 de cal viva en polvo; se

calienta suavemente la mezcla en una retorta C, colocada en un hornillo FF y se recoge el gas que se desprende en la campana D. (Fig. 12.)

Fig. 12.



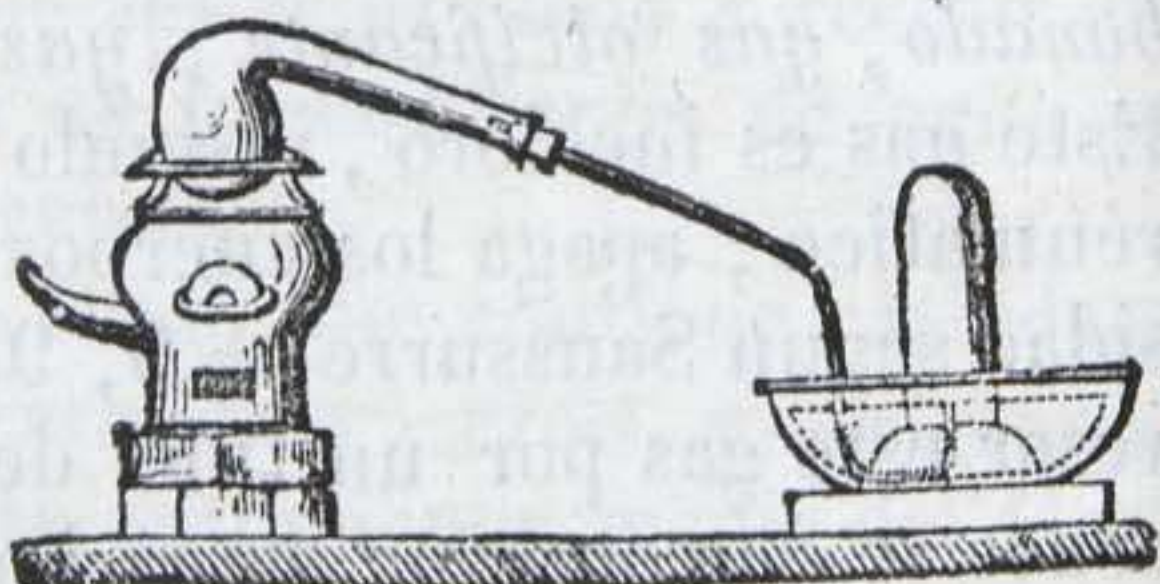
BICARBURO DE HYDROGENO. (*Hydrógeno bi-carbonado, gas oleificante, gas del alumbrado*).— Este gas es incoloro, insípido, y de un olor empíreumático; apaga los cuerpos en ignición; su densidad segun Saussurre = 0, 9852. Si se hace atravesar este gas por un tubo de porcelana incandescente se descompone en carbon, que se deposita, y en gas, cuyo volúmen es casi doble; pero si el calor es muy fuerte, y sobre todo si atraviesa muchas veces por el mismo tubo, y aun mejor, si se hace obrar sobre él una gran corriente de chispas eléctricas, la descomposicion es completa, resultando doble volúmen de gas hydrógeno puro, y todo el carbon que queda depositado. Ni el aire ni el oxígeno le descomponen á la temperatura ordinaria; pero si es elevada, lo verifica resolviéndose en agua y ácido carbónico. Si anteriormente se mezcla aire ú oxígeno con este gas, detona en el momento mismo se le acerque la llama de una bujía.

El agua solo disuelve la sexta parte de su volumen.

El cloro puede descomponerle y formar un líquido oleaginoso llamado *hydro-bicarburo de cloro*, que es una especie de eter. Esta propiedad ha dado al gas de que se trata el nombre de *oleificante*; el azufre y el iodo pueden igualmente descomponerle; el primero formando con su hidrógeno al calor de la lámpara ácido sulfhídrico, y el segundo un cuerpo cristalizado, análogo por su composición al que se obtiene por medio del cloro.

Preparacion.— El bicarburo de hidrógeno no existe en la naturaleza; obtiénesele calentando en una retorta cuatro partes de ácido sulfúrico concentrado y una de alcohol; el gas se desprende poco á poco, y se le recoge en

Fig. 13.



vasos sobre el baño de mercurio (fig. 13). Operando de este modo, contiene siempre ácido carbónico y sulfuroso, que se forman durante la operación, y de los cuales se le purifica, agitándole con un poco de potasa cáustica, que disuelve los dos gases ácidos. Para concebir la formación de este gas, es menester considerar al alcohol como compuesto de bi-carburo de hidrógeno y de agua; en esta hipótesis, que parece ser verdadera, el ácido sulfúrico avido de agua se apodera de la del alcohol, y deja libre el bi-carburo que se desprende. Durante la operación se descompone un poco del ácido sulfú-

rico en ácido sulfuroso y en oxígeno, cuyo último gas descompone una corta dosis de bi-carburo, formando agua y ácido carbónico.

La análisis ha demostrado estar compuesto de dos volúmenes de vapor de carbono y dos de hidrógeno condensados en uno = CH^2 .

Existen muchas mas combinaciones de carbono é hidrógeno, cuyas proporciones son las mismas, pero el grado de condensacion diferente, y que pueden asimismo llamarse bi-carburos de hidrógeno; tales son la metylena (CH^2) el bi-carburo gaseoso ($\text{C}^2 \text{H}^4$), el bi-carburo líquido, el aceite dulce de vino concreto, la parafina, la esencia de rosa concreta, la cetena ($\text{C}^{32} \text{H}^{64}$), la eupiona, la cautchena, &c., productos que estudiaremos en la química orgánica.

El hidrógeno bi-carbonado se emplea en Francia y en Inglaterra para el alumbrado; con este objeto se le saca por medio de la destilacion del carbon de piedra, ó descomponiendo la resina ó el aceite á una temperatura elevada. Por este método el gas obtenido es algo impuro, pero no es gran inconveniente, atendido el objeto á que se le destina.

Al ingeniero frances Felipe Lebon se debe la primera idea del alumbrado por medio del gas hidrógeno. Sus primeros ensayos se redujeron á destilar la madera, para recoger el gas, la brea, y ácido piro-leñoso; pero en su memoria publicada en 1801 se anuncia la posibilidad de ser destiladas todas las sustancias crasas. Cuando Lebon, arruinado por sus ensayos, dejó de existir, habiendo sido antes testigo de la indiferencia de sus conciudadanos, nadie continuó en Francia sus in-

vestigaciones ; mas los ingleses supieron aprovecharse muy bien de sus ideas y ponerlas en práctica. Con efecto ; en 1805 los desvelos de Wíndsor y Murdoch hicieron aparecer alumbradas por el gas muchas fábricas de Birmingham , y entre otras los talleres del célebre Walt ; pero hasta el año 1810 no se estableció la primera fábrica para el alumbrado público , y en 1818 se usó ya de él en Francia. De los cálculos de Peclet resulta que la luz de las bujías de cera es 16 veces mas cara que la del gas ; que el alumbrado por dicha sustancia proporciona una economía de casi la mitad sobre el del aceite y de dos tercios sobre el de sebo.

El olor infecto que acompaña á este gas se debe á los aceites pirogenados, y no deja de proporcionar alguna utilidad , por cuanto nos advierte fácilmente los peligros á que espone el gas que se escapa de los depósitos ; estos daños pueden ser de dos clases : 1^a las esplosiones que con frecuencia se producen cuando se acercan luces á los puntos por donde se escapa dicho producto ; y 2^a la asfixia que determina , y de lo que tenemos un reciente y deplorable egemplo en Strasburgo.

FOSFORO. *Bosquejo histórico.* — En 1669 un paisano de Hamburgo llamado Brandt hizo varios esperimentos sobre la orina , esperando encontrar un agente capaz de convertir los metales en oro ; no descubrió este hombre la piedra filosofal ; pero encontró *el fósforo* , uno de los cuerpos mas interesantes de la química. Habiendo Kunkel tenido noticia de este descubrimiento envió á su amigo Kraft á dicho punto para que comprase el secreto de esta preparacion ; obtuvo sus deseos,

pero no queria comunicarlo entonces á aquel, á quien costó mucho el conseguirlo. Otro tanto hizo Boyle; pero este método no fue tan conocido hasta el año 1707, en que el gobierno frances compró á un extranjero el secreto de su preparacion. Por este proceder solo se sacaban despues de grandes trabajos 120 gramas de fósforo de cinco toneles de orina; mas despues que Scheele y Gahn le descubrieron en los huesos de los animales, se le obtiene fácilmente.

Propiedades.—El fósforo es sólido á la temperatura ordinaria, insípido, su olor es parecido al de ajos; es tan flexible al estado de pureza, que se le puede plegar siete ú ocho veces en direccion contraria, sin que se rompa; basta que contenga $\frac{1}{600}$ de azufre para que sea quebradizo. La uña le raya con facilidad, su peso específico = 1,77; su color varía; al estado ordinario es de un amarillo trasparente; pero si despues de fundido se le enfria con prontitud, se vuelve negro y opaco, pudiendo adquirir sus primeros caracteres, fundiéndole otra vez, y enfriéndole con lentitud; fenómeno del cual no puede darse explicacion alguna. Colocado en un parage oscuro es luminoso, á cuya circunstancia debe su nombre. Sometido á la accion del calor se funde á 43° , y si se le deja enfriar lentamente y se rompe la costra sólida que se forma en su superficie, vertiendo las partes líquidas que hay en su interior, se obtiene el fósforo restante en agujas ú octaedros. Agitando en alcohol, eter, ó agua, el fósforo fundido hasta que se enfrie, se le puede obtener en polvo más ó menos fino. El fósforo es volátil antes de llegar á la temperatura roja, lo

cual permite destilarle ; pero se debe hacer la operacion con sumo cuidado por ser muy fácil inflamarse la sustancia de que se trata.

Espuesto el fósforo á los rayos solares se vuelve rojo, verificándose igualmente dicho fenómeno en el vacío , como así mismo en el gas hydrógeno , azoe y aire. Atribúyese esta propiedad á la descomposicion de una corta dósis de agua , que descompuesta forma el óxido rojo ; pero otros creen depende solo de la agregacion particular de sus moléculas.

Inmediatamente que el fósforo se pone en contacto con el gas oxígeno á una temperatura elevada , arde con grande luz , y produce vapores blancos de ácido fosfórico anhydro , y algunas veces un poco de óxido rojo. A una temperatura menor de 27° , y bajo la presion de 76 centímetros , el fósforo no tiene accion sobre el oxígeno, á no ser que esta última disminuya ; pero siempre que sea menor, se verifica la combinacion , escepto cuando la temperatura ha bajado á 5° , en cuyo caso no hay accion alguna. Si en lugar de disminuir la presion, se la aumenta , es menester mayor temperatura para que se verifique la combustion del fósforo. Es de notar que si se añade una pequeña cantidad de azoe , hydrógeno , ó ácido carbónico , produce igual efecto que si se disminuye la presion ; circunstancia que ha hecho pensar á Bellani de Monza , á quien debemos estas observaciones , que los átomos de un mismo gas tienen entre sí cierta fuerza atractiva , que puede debilitar la presencia de otro fluido aeriforme. Esplicanos esta propiedad el por qué el fósforo arde al aire libre y produce ácido fosfático.

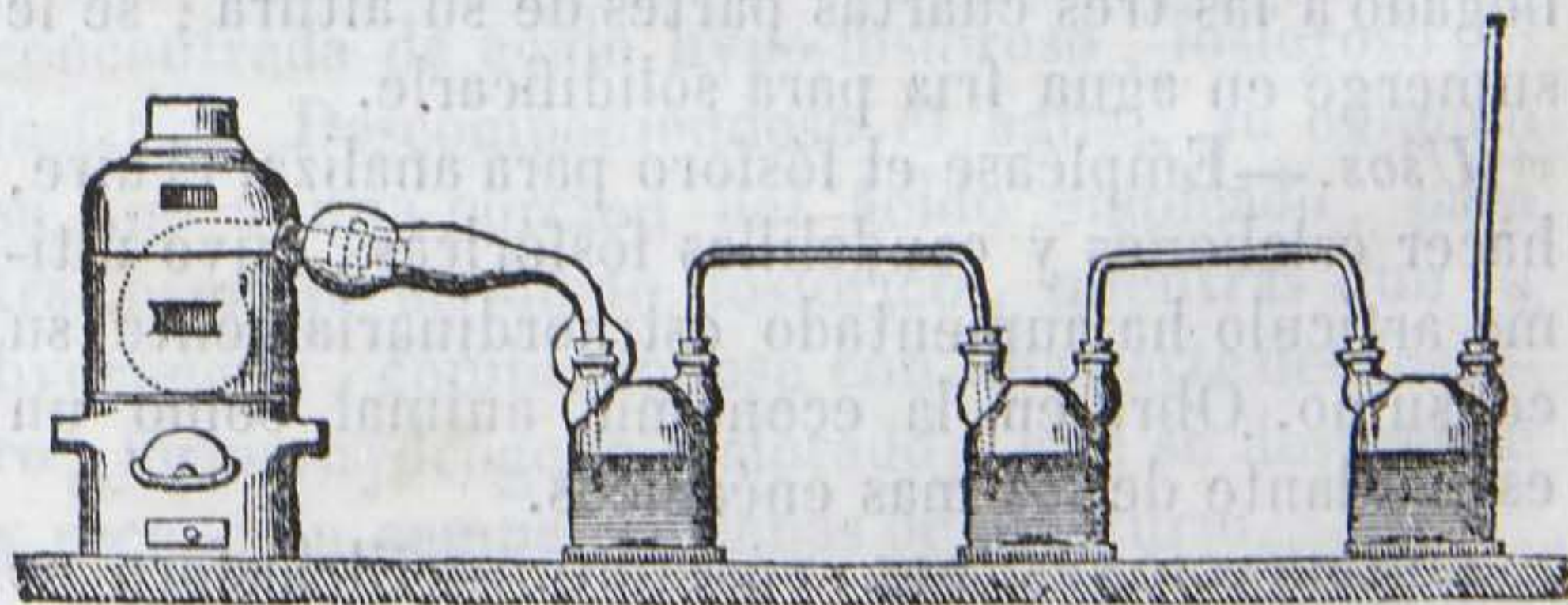
El fósforo es insoluble en el agua pura ; pero si

contiene aire y con especialidad bajo la influencia de la luz, se forma óxido rojo, y probablemente ácido fosforoso soluble, por cuanto dicho líquido se vuelve ácido. Por esta razón debe guardarse el fósforo en agua hervida y fría; aunque á pesar de estas precauciones las barritas de fósforo se cubren, después de algun tiempo, de una especie de costra mirada por algunos como un óxido particular; pero que Pelouze considera como un hydrato compuesto de cuatro átomos de fósforo y uno de agua.

Siempre se encuentra esta sustancia al estado de combinacion, en los huesos bajo la forma de fosfato calcáreo; tambien hace parte de la pulpa cerebral.

Preparacion.—Se toma fosfato ácido de cal, á que se da consistencia de jarabe; se le une con la cuarta parte de su peso de carbon, y se seca la mezcla; hecho esto, se mete en una retorta de barro enlodada (fig. 14), que se coloca en un hornillo

Fig 14.



de reverbero; al cuello de dicha retorta se adapta una alargadera de cobre, cuya estremidad vaya á sumergirse en el agua, que contiene un frasco bi-

tubulado; de la otra tubuladura sale un tubo que va á parar á otro frasco igual, provisto de otro tubo recto, para dar salida á los gases. Enlodado y seco el aparato, se calienta por grados la retorta, de suerte que esté hecha ascua al cabo de dos horas, á cuyo tiempo comienza á desprenderse gas óxido de carbono, hydrógeno carbonado y fosforado, que proviene de la descomposicion del agua de la mezcla; en fin, despues de cuatro horas de fuego, se obtiene el fósforo, que se condensa en el agua del primer frasco y en la alargadera y cuello de la retorta. Enfriado el aparato se envuelve el fósforo en una piel de gamuza, se le hace un nudo y se le comprime fuertemente dentro de agua hirviendo, el fósforo se funde y sale por los poros de la piel, dejando en ella un poco de carbon y óxido de fósforo; estando ya fundido puede dársele la forma de barritas, lo cual se conseguirá, colocando la estremidad de un tubo de vidrio en medio de la masa, y aspirando con la boca por la opuesta del mismo, á donde sube el fósforo fundido; y cuando ha llegado á las tres cuartas partes de su altura, se le sumerge en agua fria para solidificarle.

Usos.—Empléase el fósforo para analizar el aire, hacer eslabones y candelillas fosfóricas, cuyo último artículo ha aumentado extraordinariamente su consumo. Obra en la economía animal como un estimulante de los mas enérgicos.

COMBINACIONES DEL FÓSFORO.—El fósforo se combina con el hydrógeno, azufre, selenio, iodo, y cloro.

COMBINACIONES DEL FÓSFORO CON EL HYDRÓGENO.—Combinándose el fósforo con el hydrógeno da

origen á un compuesto muy digno de atencion, pues goza la propiedad de inflamarse espontáneamente al contacto del aire. Muchos químicos admiten dos fosfúros de hydrógeno diferentes, mientras que otros solo reconocen uno solo. Daremos á conocer los caracteres asignados por los AA. á entrambos, á pesar de ser el segundo mas importante que el primero.

PROTO-FÓSFORO DE HYDRÓGENO.— (*Hydrógeno proto-fosforado.*) — Este gas es incoloro, de un olor desagradable análogo al del arsénico en vapor; su peso específico = 1,214; ni el oxígeno, ni el aire le inflaman á la temperatura ordinaria; pero si se eleva un poco, el fenómeno se verifica. El agua solo disuelve la octava parte de su volúmen, pero á la temperatura ordinaria. El proto-fósforo de hydrógeno se forma en las mismas circunstancias que el sesqui-fosfuro, á pesar de que la produccion de este es mucho mas frecuente por ser mas permanente.

Prepárase este gas calentando una disolucion concentrada de ácido hypo-fosforoso, fosforoso, ó fosfático. Descomponiéndose el agua, su oxígeno se une á una porcion del ácido empleado, para trasformarle en ácido fosfórico, mientras que su hydrógeno, combinándose con una parte del fósforo, forma hydrógeno fosforado, que se desprende y recoge en campanas llenas de mercurio.

Segun Dumas se compone de tres volúmenes de hydrógeno y uno de vapor de fósforo condenados en dos = $H^3 P$. No tiene usos.

SESQUI-FOSFURO DE HYDROGENO. — Este cuerpo fue descubierto por Gengembre; es siempre gaseoso,

incoloro , de olor muy fuerte , análogo al del ajo ó cebolla; su sabor es amargo y su densidad = 1,761.

Espuesto á una fuerte temperatura, pierde la tercera parte de su fósforo, y se convierte en protofosfuro; se cree sufre el mismo cambio, si se le abandona á sí mismo por espacio de dos ó tres dias. Rose ha demostrado que se le puede conservar mucho tiempo sin que sufra alteracion alguna, y que únicamente se depone el fósforo escedente.

Si se le hace atravesar un tubo estrecho juntamente con el aire ó el oxígeno, hay produccion de vapores blancos sin desprendimiento de luz, y el fósforo acidificado se depone, quedando libre el hidrógeno; mas si el experimento se hace en un tubo ancho, la produccion de vapores es repentina y acompañada de gran desprendimiento de calórico y luz. Lo cual prueba como en el primer caso las paredes del tubo absorven el calórico en el momento que se desarrolla.

La propiedad que tiene este gas de inflamarse espontáneamente le es característica, facilitando su reconocimiento. Con efecto, si se dejan escapar una á una ampollas de este gas al aire libre, al momento se inflaman, dando origen á vapor de agua y de ácido, que se elevan bajo la forma de areolas blancas; experiencia de las mas hermosas que pueden presentarse en un curso de química.

El hidrógeno fosforado es un poco soluble en el agua. Créese que este gas se desenvuelve donde hay enterradas materias animales, y que atravesando las grietas del terreno, llega á la atmósfera, se inflama, y produce lo que vulgarmente se conoce con el nombre de *fuegos fátuos*. Con efecto; sabe-

mos que algunas sustancias animales, por ejemplo, la cerebral, contienen fósforo, y que pueden unirse con facilidad al hidrógeno en el acto de la descomposición pútrida.

Preparación. — Obtíenese el sesqui-fosfuro de hidrógeno, calentando en una ampolleta una pasta hecha con cal, fósforo cortado en pedacitos muy pequeños, y agua; el gas no tarda en desprenderse (fig. 15.)

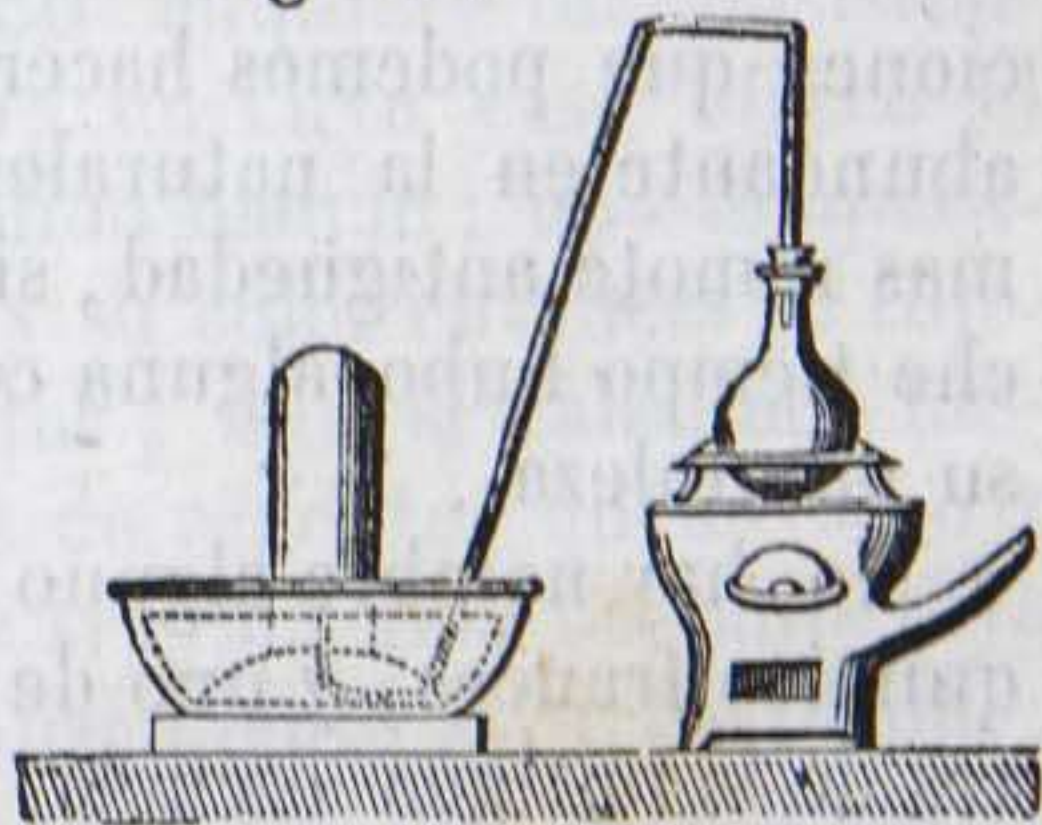
El agua se descompone, cede su hidrógeno á una parte del fósforo para formar el gas sesqui-fosfuro, mientras que el oxígeno se une á la otra para dar origen á un hypo-fosfato de cal.

Nótese que Dumas no ha podido obtenerle sin hidrógeno.

Composición. — Dumas, que ha analizado el sesqui-fosfuro de hidrógeno, nos dice se compone de un volumen y medio de vapor de fósforo, y tres de hidrógeno condensados en dos; de aquí la fórmula H^2P .

En estos últimos tiempos ha creído Rose deber considerar como isoméricos los dos gases precedentes. Con efecto, la análisis directa de ambos; la identidad de los compuestos que forman con ciertos cloruros metálicos; la propiedad que tienen de transformarse uno y otro en gas espontáneamente inflamable, cuando se les separa de su combinación con los cloruros por medio del amoníaco; y al contrario

Fig. 15.



de no serlo cuando para ello se emplea agua pura, ácido clorhídrico, ó una disolución de potasa: son otras tantas pruebas que apoyan la opinión del Sr. Rose. Leverrier admite que el gas espontáneamente inflamable solo debe esta propiedad á la presencia de una pequeña dosis de un fósforo particular P H que le acompaña.

AZUFRE.—Aunque el azufre no es tan notable por sus propiedades como el fósforo, no es por ello menos interesante en vista de las numerosas aplicaciones que podemos hacer de esta sustancia muy abundante en la naturaleza, y conocida desde la mas remota antigüedad, si bien por espacio de mucho tiempo hubo alguna confusión con respecto á su naturaleza.

No hay nombre alguno (dice Macquer, célebre químico francés, y uno de los últimos representantes de la antigua escuela) de que se haya abusado tanto en la antigua nomenclatura química, pues se aplicaba á todas las sustancias inflamables y combustibles, por diferente que en lo demás fuese su naturaleza; donde quiera encontraban el azufre, que era segun ellos uno de los principios de los cuerpos. Beccher y sobre todo su discípulo Stalh rectificaron á fines del siglo XVII estas ideas erróneas, demostrando la distinta naturaleza de los cuerpos confundidos bajo aquel nombre general; pero engañáronse igualmente que sus predecesores, considerando al azufre ordinario como un cuerpo compuesto; y solo en la época de la revolución química reconocieron los sabios franceses su naturaleza simple, colocándole despues todos ellos en el número de los elementos.

Propiedades. — El azufre es sólido, de un color amarillo limon, insípido, inodoro, aunque frotado despide un olor ligero, y tan frágil que basta un leve golpe para romperlo; su fractura es brillante, y su peso específico = 1,99; calentado un poco, ó comprimido entre las manos cruge y se rompe con frecuencia. Es muy mal conductor del fluido eléctrico; y cuando se le frota, se desarrolla en su superficie electricidad resinosa. Fúndese á la temperatura de 108°; entre 110 y 140° es muy terso y amarillo; á los 160° empieza á condensarse, y en llegando de 220 á 250° adquiere tal consistencia, que no fluye nada; en cuyo caso ofrece el aspecto de un cuerpo sólido blando; una temperatura mas alta le liquida, y su color entonces es rojo-oscuro. Es digno de notar, que si calentado hasta los 140°, se le enfria de repente, queda seco y quebradizo, al paso que si lo ha sido bastante para solidificarse, el súbito enfriamiento le vuelve blando; este fenómeno se atribuye á una disposicion particular de sus moléculas.

Si fundido se le deja enfriar lentamente, sucede que rota la costra que se formó, y dando salida á las partes todavía líquidas, se halla el fondo del vaso cubierto de multitud de agujas amarillentas, cuya forma es incompatible con la de los cristales naturales. Por último, el azufre calentado cual conviene se volatiliza formando al enfriarse las flores de azufre.

El oxígeno no tiene sobre él accion alguna en frio; mas si se sumerge un pedazo de azufre ardiendo por uno de sus extremos en un vaso lleno de aquel, combináncse al momento para for-

mar ácido sulfuroso, único producto á que pueden dar origen directamente estos dos cuerpos; y tal propiedad es la que mas caracteriza al azufre, por razon del olor del ácido sulfuroso.

Este cuerpo abunda mucho en la naturaleza, ora al estado libre, ora al de combinacion; en el primero existe en las inmediaciones de los volcanes; en el segundo formando todos los sulfuros y sulfatos; en varias plantas, particularmente en las que pertenecen á la familia de las cruciferas; en los huesos, cabellos, y por último en la pulpa cerebral.

Estraccion.—Obtiénese el azufre por varios métodos. 1.º A los alrededores de los volcanes existen tierras que le contienen en cantidad bastante considerable, bastando para extraerle colocar aquellas en vasos de tierra cocida, de que sale un tubo que comunica con otros recipientes, cuyo fondo está todo agujereado, y que descansan sobre una cubeta ó vasija de madera abierta y llena de agua, donde viene á condensarse el azufre que se volatiliza, y en este estado se le da el nombre de azufre en bruto. Mas como contiene materias extrañas, se le sublima; á cuyo efecto debe calentarse en una caldera que comunica con un depósito de mampostería destinado á recibir su vapor, y condensarle en forma de polvo llamado *flor de azufre*. Continuada la operacion cual conviene llega un punto en que la cámara calentada no condensa ya el vapor sino en el estado líquido, y entonces el azufre, corriendo á lo largo del plano inclinado que forma, sale por un agujero abierto en su parte inferior, y cae sobre moldes de madera humedecidos, donde toma la forma de barritas. A fin de dar pa-

so al aire enrarecido por el ácido sulfuroso que se ha formado, se abre en la parte superior del aparato una válvula dirigida de dentro á fuera.

2º Ciertos sulfuros contienen gran cantidad de azufre que puede extraerse por diferentes medios; el mejor de ellos se debe á Dartigues. Este fabricante pone en un hornillo particular veinte y cuatro cilindros de tierra muy buenos en dos hileras, en los cuales introduce el sulfuro hecho pedazos, por una de las estremidades, que se abre y cierra cuando se quiere; en la otra hay un tubo por donde se verifica la destilacion y conduce el azufre á unas cajas de madera que contienen agua, y están cerradas con cubierta de plomo. Durante la operacion cuídase de no elevar demasiado la temperatura, porque si el sulfuro llegase á fundirse, padecería indudablemente el cilindro; por lo demas, desulfurado en parte aquel, se le emplea en la fabricacion del sulfato de hierro.

El azufre es la primera materia de operaciones químicas mas importantes; sirve tambien para hacer pajuelas, ácido sulfúrico, ácido sulfuroso, pólvora, sulfuro de mercurio, sulfato de cobre, etc.; y en fin, en medicina se hace uso de él para las enfermedades de la piel, etc.

COMBINACIONES DEL AZUFRE. — Combínase el azufre con el hydrógeno para formar un gas ácido muy importante que luego estudiaremos; y tambien se une al carbono, fósforo, selenio, iodo y cloro.

Todavía no se conoce muy bien mas que una sola **COMBINACION DE AZUFRE Y CARBONO.**

SULFURO DE CARBONO. — *Alcohol de azufre* Li-

cor de Lampadius. — Descubriólo este sabio; es líquido, trasparente, muy volátil, de un olor muy desagradable, y de un sabor acre y cáustico; su peso específico = 1,263. Hierve á 45°; quemado al aire, se inflama y forma ácido sulfuroso y ácido carbónico.

Compónese, segun Berzelius y Marcet, de un átomo de azufre y otro de carbono; de aquí la fórmula CS.

Para obtenerlo se hace pasar vapor de azufre sobre el carbon calcinado contenido en un tubo de porcelana incandescente.

No se hace uso de él, y no existe en la naturaleza; es de notar como el mas ligero de los líquidos puede formarse por la combinacion de dos cuerpos sólidos.

COMBINACIONES DE AZUFRE Y FOSFORO. — El fósforo y el azufre se combinan de distintos modos; pero estas combinaciones no se hallan todavía bien determinadas, lo cual hace que varíen mucho. El sulfuro de fósforo es siempre amarillento, alguna vez líquido, lo cual depende de la cantidad de fósforo; y en efecto, si se forma de 7 partes de este y 5 de aquel, es siempre líquido, aun bajo 0, y mas pesado que el agua. Es volátil; y espuesto al calor, contacto del aire ú oxígeno, inflámase y produce los ácidos sulfuroso y fosfórico.

Obtiénesele haciendo fundir fósforo en un tubo cerrado por una estremidad, en la cual se van introduciendo poco á poco pedazos de azufre; para ello se espera cese el leve ruido que produce la combinacion.

Este cuerpo descubierta por Margraff ha sido

estudiado últimamente por Faraday ; este químico ha visto como el sulfuro de fósforo compuesto de 7 partes de fósforo y 5 de azufre, conservado algun tiempo bajo el agua, dejaba cristales de azufre puro, al paso que perdía parte de su fusibilidad, y que espuesto entonces por algunas horas á una temperatura de 3 á 4°, quedaba reducido á una masa cristalina formada al parecer de una parte de azufre y dos de fósforo = SP_2

SELENIO. — Descubriólo Berzelius en el azufre de Fahlun ; es un cuerpo muy raro, cuyas propiedades químicas son muy análogas á las del anterior; no tiene uso conocido.

YODO. — *Historia.* En 1811 un salitrero de París (Courtois) habiendo puesto á calentar casualmente con un poco de ácido sulfúrico un residuo incristalizable de sosa de varech, notó se desprendian hermosos vapores de color violeta, que al enfriarse deponian láminas parduzcas muy brillantes ; hecho que consignó á fines de 1813. Gay-Lussac hizo una historia completa de este nuevo elemento, al que dió el nombre de *iodo*, derivado de una palabra griega que significa *violeta*, para recordar el color admirable de su vapor.

Propiedades. — El iodo es sólido á la temperatura ordinaria, y se presenta bajo la forma de pequeñas láminas, de un color gris azulado, que imita al de la plumbagina. Su tenacidad es muy poca ; su olor análogo al del cloruro de azufre, y su peso específico = 4,946. Es uno de los cuerpos mas electro-negativos ; tiñe la piel de amarillo, y destruye los colores vegetales como lo hace el cloro.

El iodo se funde á los 107° , y hierve sobre los 175° ; sin embargo, á consecuencia de su tension, se evapora en el agua hirviendo; y su vapor, cuya densidad es $= 8,716$, presenta siempre un bellissimo color de violeta.

El oxígeno no tiene accion directa sobre el iodo en frio ni en caliente; sin embargo se conocen muchas combinaciones de estos dos cuerpos; mas para que tenga efecto, es preciso que aquel se halle en el estado de gas naciente.

Su accion sobre el hydrógeno es muy grande, y aunque mas débil, análoga á la del bromo y cloro; asi es que lo roba á muchos cuerpos.

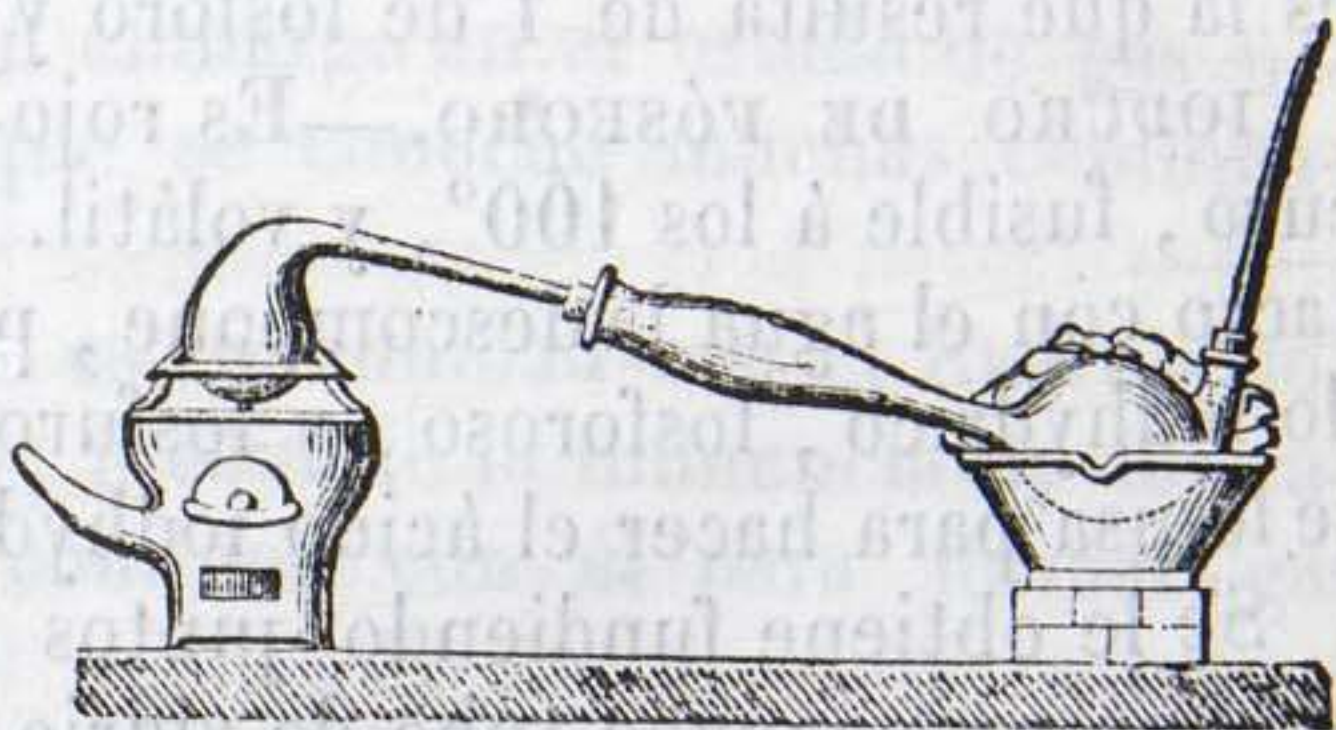
El iodo no existe puro en la naturaleza; se encuentra en las ovas, esponjas, algas, y varechs. Estas plantas marinas llegan á asimilarse la porcion inapreciable por decirlo así del compuesto iódico que contienen las aguas del mar, facilitándonos de este modo su estraccion; á cuyo efecto se quéman, sepárase el carbonato de sosa de su ceniza, y las aguas madres contienen el iodo. Vauquelin ha reconocido un mineral de plata en el Brasil que se presenta al estado de ioduro.

Caracteres esenciales.—El iodo calentado exhala un hermoso vapor violeta; puesto en contacto con el almidon se le une, formando un bellissimo azul; esta sencilla operacion es el mejor medio de reconocer la presencia de las féculas.

Preparacion.—Estráese el iodo de las aguas madres de las sosas de varech, donde existe al estado de ioduro de potasio, ó hydriodato de potasa. Despues de haberlas concentrado convenientemen-

te, introdúceselas en una retorta (fig. 16.) con un exceso de ácido sulfúrico concentrado;

Fig. 16.



y al hervir todo, sucede que una parte de este, apoderándose de la potasa, deja libre el ácido hydriódico, que cede su hydrógeno á un poco de oxígeno de la otra parte de ácido sulfúrico; y de aquí la formación de agua y ácido sulfuroso, mientras el iodo queda libre; ó mas claro: una porcion de ácido sulfúrico se descompone en ácido sulfuroso y en oxígeno, que se une al potasio del ioduro, y forma potasa, la cual se junta al restante ácido sulfúrico. El iodo queda libre, y va á condensarse á un recipiente que se ha adaptado á la retorta. Se le lava, vuelve á destilar sobre un poco de agua con una cantidad corta de potasa; se le seca entre dos hojas de papel de filtro, y fundiéndole en un tubo, se obtiene el iodo bastante purificado.

En medicina se le emplea ya solo, ya combinado, y es uno de los remedios mas poderosos con que la química moderna ha enriquecido la materia médica.

COMBINACIONES DEL IODO.—Combínase el iodo con el hydrógeno, (formando un ácido que estudiaremos mas adelante) azufre, cloro y azóe.

COMBINACIONES DE IODO Y FÓSFORO.—Estos dos

cuerpos se combinan en diversas proporciones, siempre con desprendimiento de calórico y luz; y la única combinación que alguna vez se emplea es la que resulta de 1 de fósforo y 8 de iodo.

IODURO DE FÓSFORO.—Es rojo-anaranjado oscuro, fusible á los 100° , y volátil. Puesto en contacto con el agua la descompone, produciendo ácido iodhydrico, fosforoso, y fosfuro de hidrógeno; se le usa para hacer el ácido iodhydrico.

Se le obtiene fundiendo juntos el fósforo y el iodo en un pequeño tubo de vidrio colocado sobre las ascuas; siendo solo preciso que dichas sustancias estén bien secas.

Combinacion de iodo y azufre.—El iodo puro puede combinarse con el azufre en muchas proporciones. Uno de estos ioduros ó mas bien *sulfuro de iodo* se presenta en forma radiada, y es de un color oscuro con un poco de brillo; es poco permanente, y espuesto á una temperatura mediana, se evapora el iodo. Obtiénesele calentando este último y el azufre en un tubo de vidrio. La medicina hace uso de él en las enfermedades cutáneas.

BROMO.—Este cuerpo descubierto por Balard presenta la mayor analogía con el iodo; es líquido á la temperatura ordinaria, de un rojo oscuro en masa, y de color jacinto en pequeña porcion; su olor fuerte y desagradable semeja al del cloro; su sabor es muy cáustico; y como el iodo, tiñe la piel de un amarillo subido. Es un veneno enérgico, pues una gota que se ponga en el pico de una ave basta para matarla.

Espuesto á un frio de -20 , se solidifica y vuelve quebradizo; á $+ 47^{\circ}$, empieza á hervir, y exha-

la vapores rojos como los del ácido hypo-azootico.

Aunque no se combina directamente con el oxígeno, hácelo sin embargo en el estado de gas naciente; así es que se conocen muchas combinaciones.

Mucho mayor es su afinidad con el hidrógeno, que con el iodo; mediante la influencia de los rayos solares se combina con él para formar gas bromydrico.

Estráese el bromo del bromuro de magnesio, que se halla en las aguas madres de las salinas, tomando cierta cantidad de estas, á las que se hace llegar una corriente de cloro, que formando cloruro de magnesio, deja libre á aquel que permanece disuelto en el licor. Agítase este con eter que disuelve al bromo y decolora el fluido. Se vierte luego una disolucion de potasa, que cediendo su oxígeno á una parte del bromo forma bromato de potasa y bromuro de potasio; evapóranse los licores hasta sequedad, y se calcina el residuo compuesto de bromuro y de bromato; el cual por este medio trasfórmase igualmente en bromuro de potasio. Pónese este mezclado con peróxido de manganeso y ácido sulfúrico en una retorta de vidrio (fig. 17)

de cuyo cuello sale un tubo encorvado que va á sumergirse en un frasco con agua, en cuyo líquido se precipita muy luego el bromo al

Fig. 17.



estado de libertad. (En cuanto á la teoría véase la del cloro.)

COMBINACIONES DEL BROMO.—Combínase el bromo con el hidrógeno, silicio, carbono, azufre, iodo y cloro; pero estas combinaciones son de tan poco uso, y por otra parte tan poco estudiadas, que las pasaremos en silencio.

CLORO. — *Bosquejo histórico.* — Fue descubierto en 1774 por Schéele, que le dió el nombre de *ácido marino desflogisticado*; despues cuando se reformó la nomenclatura química le denominaron *ácido muriático oxigenado*; luego le llamó Kirwan *gas oxi-muriático*; pero mejor estudiado por Berthollet, Guyton-Morveau, Chenevix, Gay-Lussac, Thenard, y otros, afirmaron estos últimos era un cuerpo simple que se designó con la voz *cloro*, cuyo nombre fue bien pronto generalmente adoptado.

Propiedades.—El cloro es un gas amarillo-verdoso, y de un sabor y olor tan fuertes y característicos, que fácilmente se le conoce por ellos. Su peso específico = 2,4216. Vuelve amarilla la tinctura de tornasol, y apaga la luz de las velas, despues de hacerla tomar un aspecto pálido al principio y despues rojo.

Espuesto á un frio de -50° , no muda de estado si se halla bien seco; mas por poco húmedo que esté, se congela y forma un hydrato que, segun Farraday, se compone de 27,7 de cloro y 72,13 de agua; sin embargo, comprimiéndole al mismo tiempo que obra el frio, puedésele obtener en el estado líquido. (Faraday.)

Conócense cuatro combinaciones de cloro y oxí-

geno ; pero es preciso para que se verifique cualquiera de ellas, que uno de los dos se halle al estado naciente.

La mas notable de todas las propiedades del cloro es la que presenta al ponerse en contacto con el hidrógeno. En efecto ; estos dos gases se unen en volúmenes iguales para producir el llamado clorhídrico ; pero esta combinacion va acompañada de fenómenos particulares : 1.º si en un lugar oscuro se coloca una mezcla de cloro é hidrógeno en volúmenes iguales , no se verificará la combinacion, cualquiera que sea el tiempo empleado en ello ; 2.º si la mezcla se espone á una luz difusa , la combinacion se efectúa , pero lentamente , siendo necesario para terminarla la influencia de los rayos solares ; 3.º si hecha la indicada mezcla , se la somete inmediatamente á la luz solar , la combinacion es instantánea , y se rompe el vaso que la contenia ; los mismos efectos produce el fuego.

El agua á la temperatura ordinaria disuelve una vez y media su volumen de cloro , y la disolucion posee las mismas propiedades que este ; espuesta aquella á una temperatura de 2 á 3º bajo 0 , da origen á una multitud de cristales de un amarillo oscuro formados de agua y cloro.

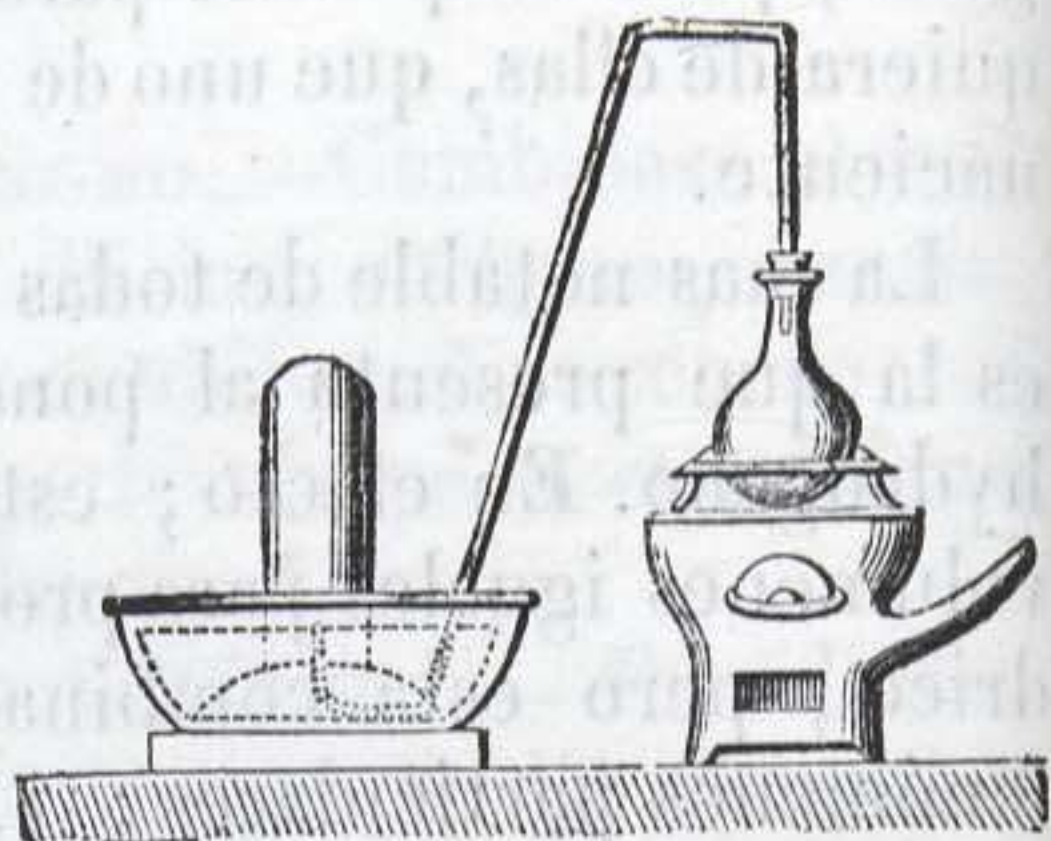
El cloro no existe al estado libre en la naturaleza ; pero sí al de combinacion, formando parte del ácido clorhídrico y de todos los cloruros.

Preparacion. — Para obtenerlo pónese en un recipiente (fig. 18.) peróxido de manganeso sobre el que se vierte ácido clorhídrico ; al momento se nota una efervescencia , debida al desprendimiento del cloro , el cual es conducido por medio de un

Fig. 18.

tubo á frascos llenos de agua saturada de sal marina.

La teoría es muy sencilla; una parte de ácido es descompuesta en cloro, que se desprende, y en hy-



drógeno, que se une á otra del oxígeno del peróxido de manganeso para formar agua. El peróxido vuelto al estado de protóxido se combina con otra porcion de ácido, para formar protóxido de hidrógeno y cloruro de manganeso; si se desprende el cloro es porque no se forma cloruro de manganeso correspondiente al peróxido. Puédesse tambien obtener el cloro haciendo una mezcla de cloruro de sodio ó de sal marina, de peróxido de manganeso sobre el que se vierte ácido sulfúrico disuelto en agua; esta, descomponiéndose, cede su hidrógeno al cloro del cloruro para formar ácido clorhídrico, que vuelve á ejercer su accion sobre el peróxido, como hemos dicho arriba, mientras que su oxígeno, combinándose con el sodio, forma sosa, la cual uniéndose al ácido sulfúrico constituye sulfato de sosa. Esta teoría es aplicable á la preparacion del bromo.

Propiedades y usos del cloro. —El cloro egerce una accion muy viva sobre la economía animal; con efecto, respirado por cierto tiempo, escita la tos y causa una opresion de pecho que dificulta la respiracion; y si la cantidad es algo considerable,

ocasiona la hemoptisis, y aun la muerte. Pelletier padre, célebre químico frances, y Roè, químico aleman, perdieron la vida por haber respirado una dosis sobrado fuerte de este gas, al estudiar su naturaleza; pero su efecto se neutraliza muy pronto por medio del amoníaco. El cloro gaseoso ó disuelto presenta fenómenos singulares en su contacto con las materias colorantes vegetales ó animales. Cuando una de estas se mezcla con él, es al momento destruida y reemplazada por un matiz amarillo, no siendo ya posible hacer reaparecer el tinte primitivo; alteracion que al cabo de cierto tiempo sufren los colores mas oscuros, como asimismo los mas claros. A Schéle debemos la demostracion de este hecho importante; mas Berthollet fue quien aprovechando las observaciones del químico sueco le aplicó al blanqueo de los tegidos.

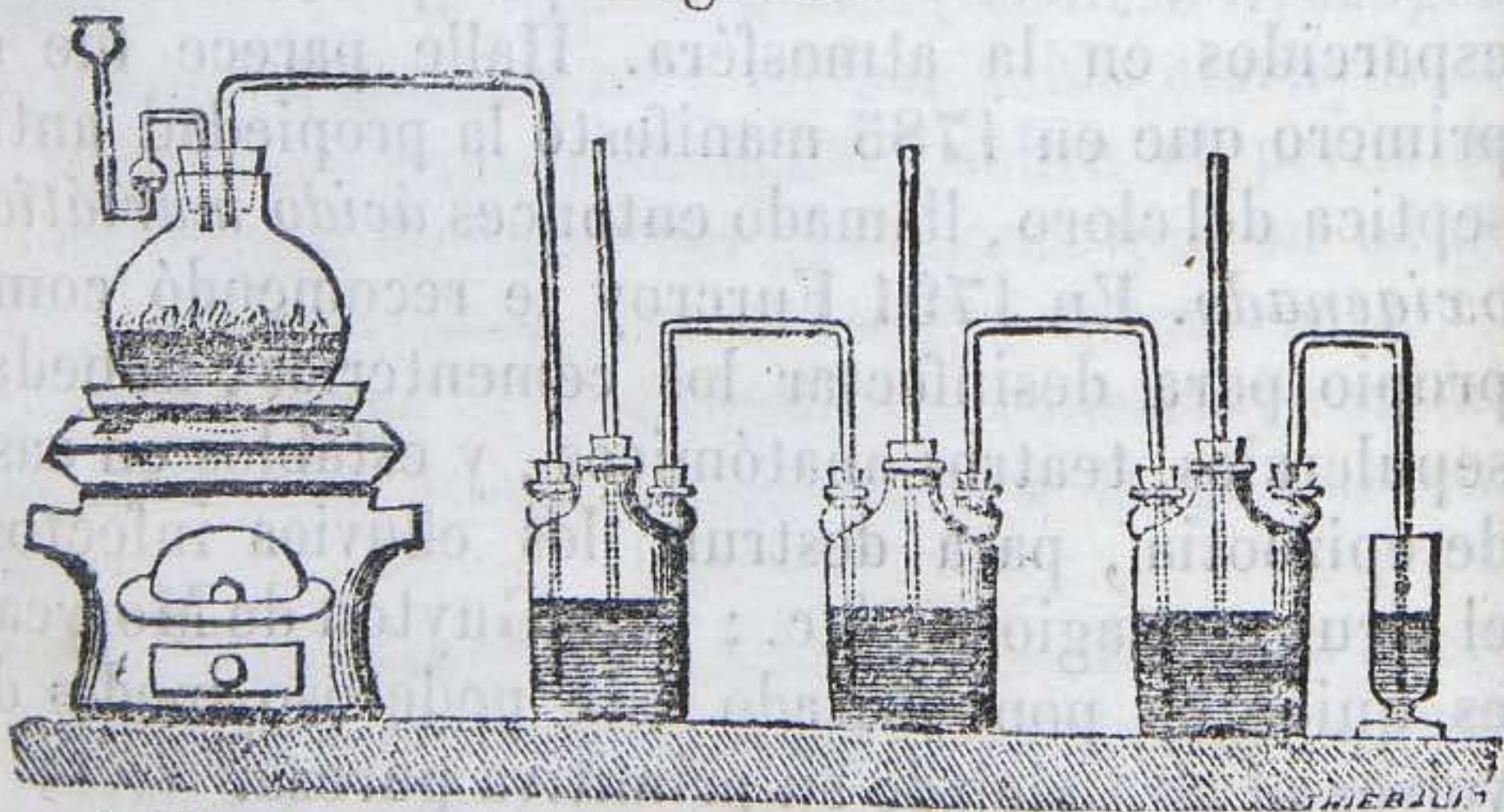
El cloro destruye las materias colorantes, quitándoles uno de sus principios constituyentes, el hidrógeno; y quizá por la misma causa destruya tambien al momento las materias olorosas, miasmas deletéreos, y olores infectos que puedan hallarse esparcidos en la atmósfera. Halle parece fue el primero que en 1785 manifestó la propiedad anti-septica del cloro, llamado entonces *ácido muriático oxigenado*. En 1791 Furcroy le recomendó como propio para desinfectar los cementerios, bóbedas sepulcrales, teatros anatómicos, y establos en caso de epizootia, para destruir los efluvios infectos, el virus contagioso, &c.; pero Guyton de Morveau es quien ha popularizado este poderoso medio de volver al aire viciado su primitiva pureza.

Fumigaciones de cloro ó guytonianas. — He aquí

como se hacen en las enfermerías ó cárceles. Tómanse 300 gramas de cloruro de potasio en polvo; 500 de bi-óxido de manganeso ; 200 de ácido sulfúrico , y 200 de agua comun. Mezclados en una cápsula de vidrio ó tierra el cloruro de sodio , el óxido de manganeso, y el agua , añádese ácido sulfúrico ; y muy luego se desprenden vapores de un amarillo verdoso , que son mas abundantes si se agita la mezcla , para cuyo uso conviene emplear un tubo de cristal ó una varilla de porcelana. La pieza que se fumiga debe permanecer perfectamente cerrada , á lo menos durante media hora. Las dosis indicadas bastan para una habitacion de 111 metros cúbicos ; deberáse aumentar ó disminuir segun sea el espacio que haya de purificarse

Cloro líquido (solucion de cloro). — Cuando se quiere obtener este producto , empléase un aparato conocido con el nombre de *aparato de Wolf*, (fig. 19.) , que suele usarse para obtener los gases al estado de disolucion en el agua. Se pone

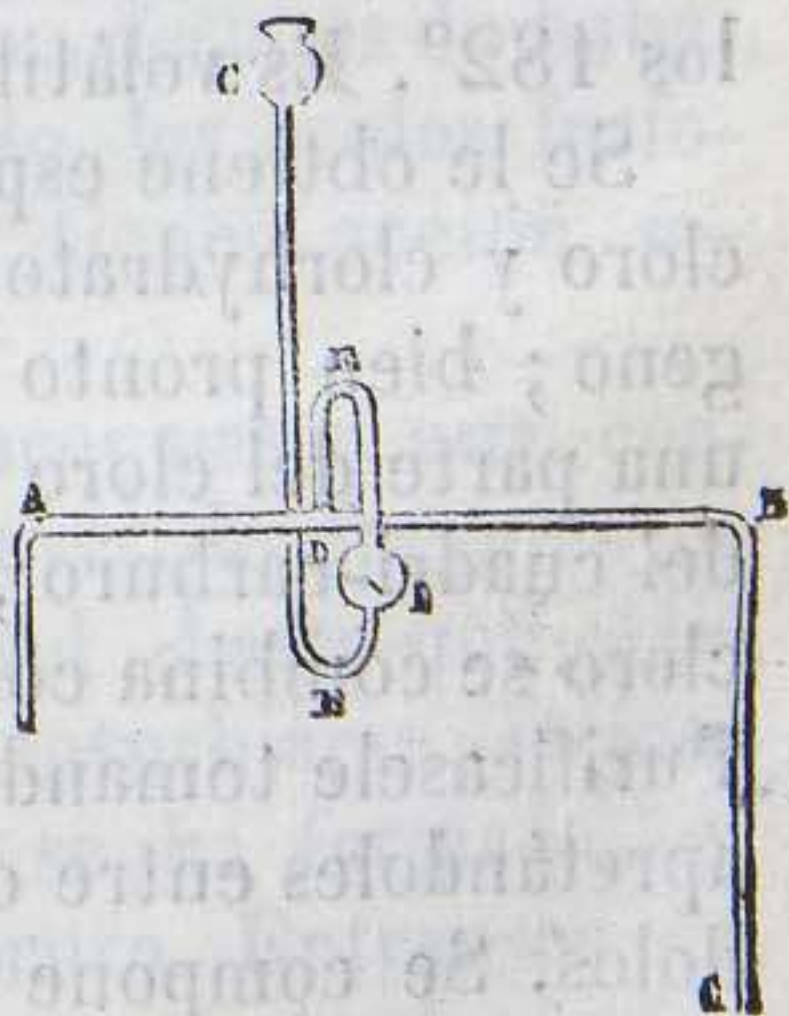
Fig. 19.



peróxido de manganeso en un recipiente , al cual

se adapta: 1.º un tubo en figura de S, terminado por un embudo, que sirve á la vez para echar el ácido clorhydrico y de tubo de seguridad; 2.º otro tubo encorvado por ambos extremos, que se introduce en el primer frasco destinado á lavar el gas; otro tubo igualmente encorvado le pone en comunicacion con un segundo frasco, y sucesivamente con un tercero. La figura 19 manifestará mejor que una descripcion detallada la forma de este aparato. Adáptanse á las tubuladuras del medio tubos derechos que solamente se introducen algunas líneas en el agua de los frascos, y están destinados á dejar entrar otra vez el aire en el aparato, si la tension del gas llega á ser menor que la presión atmosférica, á fin de impedir se absorva, es decir, que el líquido del segundo frasco pase al primero, y el del tercero al segundo, lo cual puede acontecer, cuando terminada la operacion, ya no se desprende mas gas. Estos tubos, llamados *de seguridad*, podrian suprimirse, si la comunicacion entre los frascos se estableciese por medio de un tubo encorvado, tal como le representa la figura 20, al cual llaman tubo de *Welter*, nombre de su inventor.

Fig. 20.



Combinaciones del cloro. —

El cloro como cuerpo que disfruta afinidades enérgicas debe combinarse con todos los demas elementos. Con el hidrógeno forma un ácido muy importante que bien

pronto estudiaremos. Recorramos ahora los productos á que puede dar origen con el carbono, fósforo, azufre, selenio, bromo, y iodo, dejando para mas adelante el estudio del muy interesante que forma con el azoe.

COMBINACIONES DE CLORO Y CARBONO.—El cloro se combina con el carbono en tres proporciones; debiéndose el descubrimiento de estos cloruros á los SS. Faraday, Philips, y Regnault.

PROTOCLORURO DE CARBONO.—Es líquido, incoloro y trasparente. Obtiénesele con bastante facilidad descomponiendo por el calor el sesqui-cloruro de carbono, lo cual se consigue haciéndole pasar lentamente por destilacion al través de un tubo de porcelana hecho ascua. Se compone de dos átomos de cloro y uno de carbono= $C Ch^2$.

SESQUI-CLORURO DE CARBONO.—Este cuerpo es sólido, cristalino, muy quebradizo, trasparente, incoloro, casi insípido, y de un olor semejante al del alcanfor. Fúndese á los 160° , y hierve á los 182° . Es volátil.

Se le obtiene esponiendo al sol una mezcla de cloro y clorhydrato, de cuadri-carburo de hidrógeno; bien pronto se efectúa la descomposicion; una parte del cloro se combina con el hidrógeno del cuadri-carburo, forma ácido clorhydrico, y el cloro se combina con el carbono al estado naciente. Purifícasele tomando los cristales que se forman, apretándoles entre dos hojas de papel, y sublimándolos. Se compone de tres átomos de cloro y uno de carbono= $C Ch^3$

PERCLORURO DE CARBONO.—(*Cloruro carbónico.*)—Este compuesto estudiado por Regnault cor

responde al ácido carbónico ; se le prepara descomponiendo la cloroforma por el cloro. Es un líquido incoloro , de un olor picante , de una densidad de 1,589. Fórmale cuatro átomos de cloro y uno de carbono. =C Ch⁴.

COMBINACIONES DE CLORO Y FÓSFORO.—El cloro y el fósforo se combinan aun á la temperatura ordinaria con desprendimiento de calórico y luz ; y de esta combinacion resultan , segun las proporciones de cloro , dos compuestos bien determinados , de los cuales no se hace uso alguno.

PROTOCLORURO DE FÓSFORO.—Este cloruro, descubierto por Gay-Lussac y Thenard, es líquido, incoloro, trasparente, mas pesado que el agua ; espance muchos vapores, y es muy cáustico ; enrojece la tintura de tornasol sin hacer lo mismo con el papel bien seco ; de aquí el nombre de ácido *cloro-fosforoso*, que se le ha querido dar sin fundamento ; porque se ha observado que no enrojecía la tintura de tornasol sino despues de haber descompuesto el agua y formado los ácidos fosforoso y clorhydrico, únicos que tienen accion sobre la tintura.

El medio de obtenerle es hacer pasar una corriente de cloro bien seco al través de fragmentos de fósforo destituidos de humedad, hasta que el licor que se produce empieze á enturbiarse. Déjase depositar el deutocloruro que se ha formado, y vuélvese á destilar el protocloruro. Entran en su composicion tres átomos de cloro y uno de fósforo =P Ch³.

DEUTOCLORURO DE FÓSFORO.—Fue descubierto por Davy ; es sólido, de un blanco de nieve, y

recta sobre él, cualquiera que sea su temperatura; sin embargo parece que la chispa eléctrica daría lugar á la formacion de un poco de ácido azótico si los gases están húmedos. Sea de esto lo que fuese, sábese existen muchas combinaciones de oxígeno y azoe; pero estas no se operan bien á no estar uno ú otro de dichos cuerpos al estado de gas naciente.

Caracteres esenciales. — Reconócese siempre 1.º por ser incoloro; 2.º por apagar los cuerpos en combustion; 3.º porque no enrojece la tintura de tornasol; 4.º es ademas insoluble en el agua; 5.º en fin, no precipita el agua de cal. El azoe abunda mucho en la naturaleza, formando parte de los nitratos, del amoníaco, de ciertas materias vegetales, y de casi todas las animales, y finalmente las $\frac{4}{5}$ del volúmen del aire atmosférico. Debemos su descubrimiento á Lavoisier en 1775, aunque ya en 1772 le habia anunciado el célebre botánico Ruttefort.

Estraccion. — Se le estrae del aire atmosférico; á cuyo efecto se introduce en un frasco lleno de aire un pedacito de fósforo que presente un punto en ignicion; se apodera del oxígeno, forma ácido fosfórico, y deja libre al gas azoe en el cual se encuentra un poco de vapor de fósforo, que se le quita haciendo pasar por el frasco algunas burbujas de cloro, que forma cloruro de fósforo. Se echa tambien en el recipiente un poco de potasa, se le tapa y agita; esta disuelve el cloruro, el exceso de cloro, y una corta cantidad de ácido carbónico; y el azoe nada sobre el líquido, pudiendo considerársele como puro.

Hay un método muy sencillo de obtener el azoe; consiste en hacer una mezcla de cloro líquido y amoníaco. Como el primero tiene mas afinidad con el hidrógeno que no el azoe, se apodera del último de estos gases contenidos en el amoníaco, forma ácido clorhydrico, y queda aquel, es decir, el azoe libre; en fin, el ácido formado se combina con el amoníaco no descompuesto para dar origen al clorhydrato de dicha sustancia.

Pelouze ha indicado últimamente otro proceder muy sencillo para obtener el azoe. Hácese absorber deutóxido de azoe al ácido sulfúrico del comercio; se añade sulfato de amoníaco; é introduce la mezcla en una retorta; calentándola á un fuego templado, se recoge el azoe en campanas. Para esta operacion sirve el aparato (fig. 21).

COMBINACIONES DEL AZOE.—Sus reacciones químicas son en extremo débiles; no se combina directamente con ningun cuerpo simple en circunstancias ordinarias; pero al estado naciente, ó en ciertos estados particulares forma compuestos muy interesantes. Unese con el hidrógeno para formar *el amoníaco*, gas muy digno de atencion, que estudiaremos mas adelante; con el carbono constituye un cuerpo de los mas curiosos, *el cyanógeno*; tambien se une al fósforo. Combinándose con el iodo y cloro produce azouros de iodo ó de cloro, cuerpos cuyo manejo es sobremanera peligroso. Dulong, que llamó el primero la atencion de los químicos sobre estos productos, fue gravemente herido por una esplosion.

AZOURO DE CARBONO. (*Cyanógeno*). — El descubrimiento del cyanógeno debe formar época en

la historia de la ciencia, pues es uno de los cuerpos mas interesantes que posee la química, y su profundo estudio ha abierto un nuevo camino. La gloria de este gran descubrimiento pertenece á Gay-Lussac. Lo que interesa mas en la historia del cyanógeno es que este producto aun cuando formado por la reunion de dos elementos, carbono y azoe, en proporcion de un átomo de cada cual EN, debe colocarse muy inmediato á los cuerpos simples, atendiendo al conjunto de sus reacciones. Con el cloro, iodo, bromo, y fluor forma una série de las mas naturales. Todos los compuestos que constituyen estos cuerpos presentan entre sí puntos de contacto tan íntimos, que no pueden desconocerse.

Preparacion.—

Préparase el cyanógeno calentando en una pequeña retorta (fig. 21.) de vidrio 20 ó 30 gramos de cyanuro de mercurio bien seco,

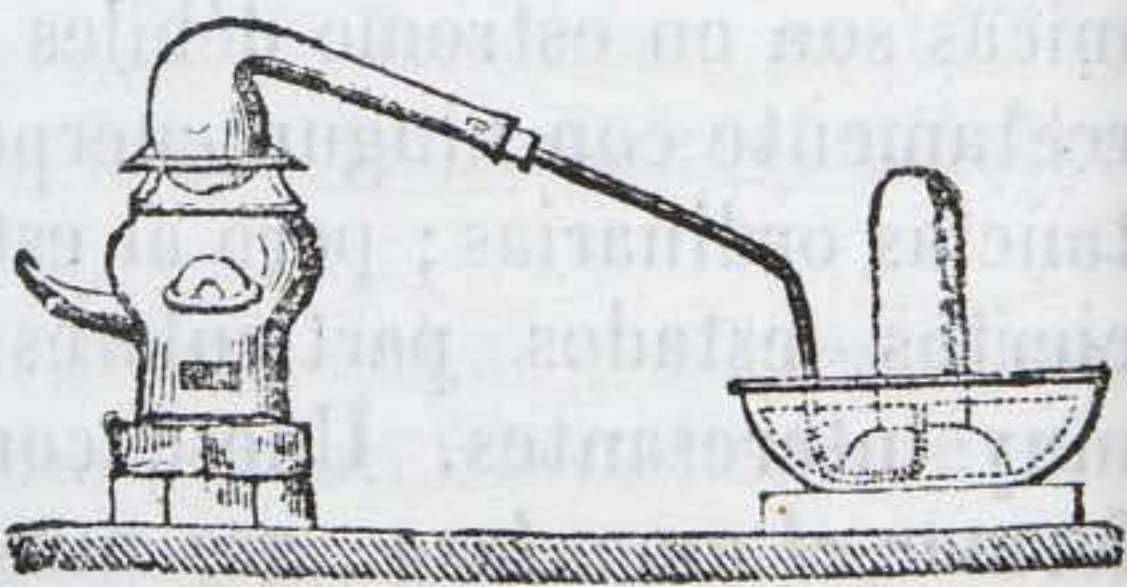


Fig. 21.

el cual no da mas que cyanógeno, mientras que si está húmedo produce ácido carbónico, amoníaco, y ácido cyanhydrico. El cyanógeno se recibe en campanas llenas de mercurio.

Propiedades.—El cyanógeno es un gas permanente, inflamable, su densidad es de 1,8064, su olor sumamente vivo y penetrante. Por medio de un frio muy grande puede liquidarse y solidificarse el cyanógeno, que resiste á un alto grado de calor. Con el oxígeno solo se combina al estado

naciente para formar un cianato; una mezcla de estos dos gases, bajo la influencia de un cuerpo encendido, produce una detonacion, llama azul, y gas ácido carbónico. El boro, silicio, carbono, fósforo, y azoe no tienen accion sobre el cianogéno; combínase con el gas sulfhydrico en la proporcion de 11,5, dando origen á una sustancia amarilla cristalina. El agua á la temperatura ordinaria disuelve $4\frac{1}{2}$ veces su peso, y se vuelve muy picante; la disolucion, incolora al principio, toma, segun Vauquelin, despues de algunos dias un color amarillo, y despues oscuro, depositando una materia negruzca; el licor contiene cyanhydrato de amoníaco. Si el cianógeno se recibe en soluciones alcalinas, toman estas un color oscuro, cuando el gas está en esceso. El cianógeno no tiene uso alguno.

Combinaciones del cianógeno.—Con el hydrógeno forma un compuesto muy interesante, el ácido cyanhydrico, el mas activo de los venenos conocidos, que estudiaremos mas adelante. Existen dos *cloruros de cianógeno*, uno gaseoso y otro que cristaliza en agujas blancas. Prepárase igualmente un *bromúro de cianógeno*, que se presenta bajo la forma de hermosos cristales cúbicos, y un *iodúro de cianógeno* bajo la de bellas agujas blancas, y de un olor muy intenso.

AZOURO DE FÓSFORO.—Este cuerpo, compuesto de principios muy volátiles, es fijo é infusible, al menos cuando se le espone á un calor rojo bastante intenso, impidiendo al propio tiempo toda comunicacion con el aire; se presenta bajo la forma de un polvo blanco y ligero. Obtiénesele calen-

tando hasta el rojo cloro-fosfuro de amoníaco en parage donde no haya oxígeno; se forma de dos átomos de azoe y uno de fósforo Ph N^2 .

IODURO DE AZOE.—El iodo y el azoe solo se combinan en una proporcion: 3 átomos del primero, y 1 del segundo Az I^3 .

Es muy débil la afinidad de estos dos cuerpos entre sí; de modo que no se unen sino cuando el azoe se halla al estado de gas naciente. Para obtenerlo, pónese iodo en contacto con un exceso de amoníaco líquido á la temperatura ordinaria; y bien pronto se forma un precipitado negruzco de ioduro de azoe; con efecto, el amoníaco se descompone en azoe, que se combina con el iodo para constituir el producto, y en hydrógeno, que combinado con el iodo forma ácido iodhydrico, que á su vez se une con el amoníaco no descompuesto. Recógese el ioduro en un filtro, y se le lava ligeramente, pues de otro modo se descompondria por sí mismo.

Es pulverulento, negruzco y muy fulminante; cuando está seco, la detonacion es espontánea, motivo por el cual se necesitan grandes precauciones para tocarlo.

CLORURO DE AZOE.—Conócese una sola combinacion de cloro y azoe descubierta en 1811 por Dulong.

Este cloruro es líquido, de una consistencia como oleaginosa, de un color leonado, y olor muy intenso é insufrible; su sabor no es conocido; su peso específico mayor que el del agua. Calentado se volatiliza, formando un vapor sofocante. Espuesto á los 30° , se descompone al instante, y de-

tona violentamente. Descompónenle tambien el fósforo, azufre, y algunos metales.

Obtiénesele haciendo pasar una corriente de cloro por una disolucion de clorhydrato de amoniaco. Su preparacion es muy peligrosa.

§. III. De los óxidos y ácidos no metálicos.

En este párrafo trataremos de todas las combinaciones del oxígeno con los metaloides, de cuyos compuestos ninguno posee propiedades básicas; antes al contrario, la mayor parte son ácidos.

Solo deben esceptuarse los óxidos de hidrógeno, el de fósforo, y el de carbono; los de azoe pueden en ciertas circunstancias unirse con las bases; pero son tan débiles las combinaciones resultantes, que ni aun se ha dado á estos óxidos el nombre de ácidos.

Diferencia entre los óxidos y ácidos.—El principal carácter de los ácidos es el de poderse combinar con los óxidos de los metales electro-positivos, es decir con las bases salificables para formar sales; los caracteres accesorios que se les atribuyen son por lo regular un sabor agrio, y la propiedad de enrojecer los colores azules vegetales; pero algunos carecen de esta virtud, como por egemplo los que son insolubles en el agua.

El principal carácter de las bases ú óxidos básicos es el de poder combinarse con los ácidos para formar sales; los accesorios son un sabor como de orina, la propiedad de volver el azul al papel de tornasol enrojecido por un ácido, enverdecer el jarbe de violetas, y volver rojo el papel amarillo de cur-

cuma; pero como la mayor parte son insolubles en el agua, no pueden manifestar estas propiedades accesorias. Vamos ahora á ocuparnos de la *composicion, preparacion, y propiedades mas notables de los principales ácidos y óxidos metaloïdicos.*

COMBINACIONES DEL OXIGENO E HYDROGENO.—El oxígeno al combinarse con el hidrógeno forma dos compuestos; agua, y bi-óxido de hidrógeno, ó dígase agua oxigenada.

AGUA (*Oxido de hidrógeno, óxido hydrico.*)—El agua, este líquido tan interesante para casi todos los fenómenos de la naturaleza, y que con tal abundancia se halla diseminado en todos los puntos de nuestro globo, y tan útil por sus innumerables aplicaciones, ha llamado la atencion de los filósofos en todos tiempos. **EL ESCELSO AUTOR DE LA NATURALEZA** al crear al hombre, animales, y plantas, derramó con profusion el agua, que es para ellos tan indispensable como el aire. Un cuerpo tan íntimamente enlazado á nuestra historia física ha debido ser objeto de muchas investigaciones, y sin embargo su composicion no fue conocida hasta el fin del siglo 18. Este gran paso se debe tambien al genio inmortal de Lavoisier. La Inglaterra quiso atribuir á sus hijos la gloria de este descubrimiento para siempre memorable; pero un árbitro tan superior como imparcial (el Sr. Berzelius) decidió este gran debate, espresándose en los siguientes términos.

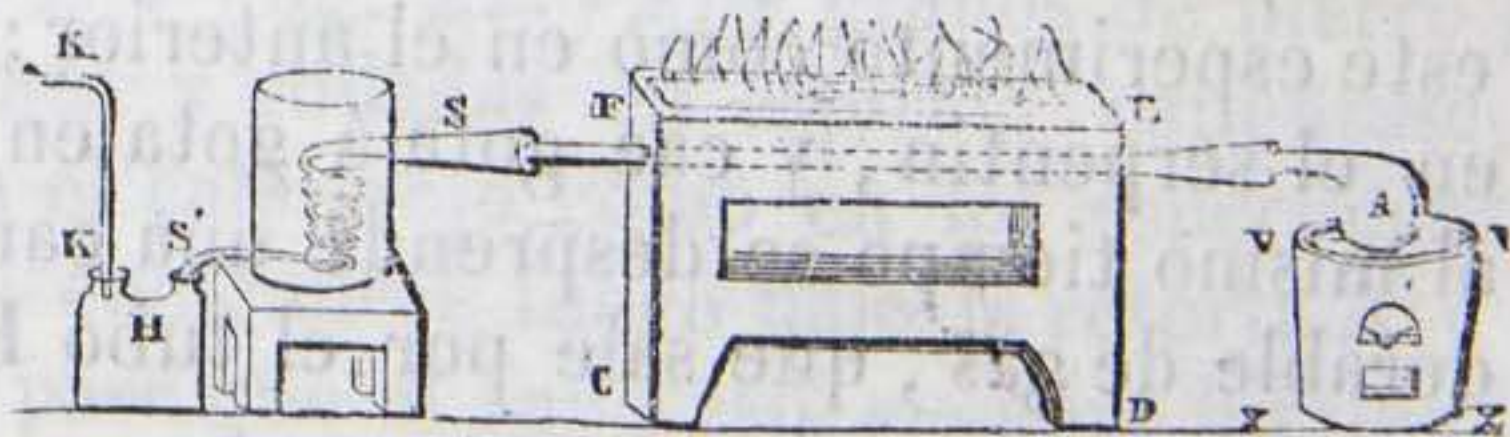
«Con toda justicia puede decirse que Watt y Cavendish se habian acercado mucho á la verdad; pero tan solo Lavoisier llegó á descubrirla. Watt, Cavendish, y Priestley consideraban al oxígeno, hy-

drógeno, y agua como estados diversos de un solo cuerpo ponderable; Lavoisier probó como esta última se componia de dos de ellos, que determinó con precision; en esto consiste cabalmente el descubrimiento.”

Composicion del agua.—Para que nuestros jóvenes lectores comprendan bien todos los detalles de estos esperimentos fundamentales, no podemos adoptar mejor medio que el de copiar el texto de la obra de Lavoisier donde están consignados.

«1. ESPERIMENTO. — *Preparacion.*—Tómase un tubo de vidrio E F, poco fusible, enlodado y cubierto de una lámina de laton bruñida y muy delgada (fig. 22) de 8 á 12 líneas de diámetro, que se hace pasar al traves de un hornillo, dándole una ligera inclinacion de E á F. A la estremidad superior E de este tubo se adapta una retorta de vidrio A, que contenga cierta cantidad de agua destilada, cuyo peso se conozca bien, y á la inferior F un serpentín SS' que se ajusta en S' al gollete de un frasco H de dos tubuladuras, á una de las cuales se pone un tubo de vidrio encorvado KK, cuyo destino es conducir los fluidos aeriformes ó gases á un aparato propio para determinar su calidad y cantidad.

Fig. 22.



«Dispuesto así, enciéndese el hornillo E F C D, manteniéndole de modo que caliente hasta el rojo

el tubo *E F*, sin fundirle; al propio tiempo se pone tambien bastante fuego en el hornillo *VVXX*, con el objeto de tener siempre hirviendo el agua de la retorta *A*.

«*Efecto.* — A medida que el agua de esta última se evapora por la ebulicion, llena lo interior del tubo *E F*, espeliendo de él el aire por el *KK*; el gas acuoso se condensa luego al enfriarse en el serpentín *SS'*, y cae agua gota á gota en el frasco tubulado *H*.

«Continuando la operacion hasta que se haya evaporado toda el agua de la retorta *A*, y estén los vasos bien enjutos, hállese en el frasco *H* una cantidad de dicho líquido exactamente igual á la que estaba en la retorta *A*, sin que haya habido desprendimiento de gas alguno; de suerte que este acto se reduce á una simple destilacion ordinaria.

«**2. ESPERIMENTO.**—*Preparacion.*—Dispónese todo como en el anterior, con la sola diferencia de que en el tubo *E F* se introducen 28 granos de carbon en pedazos medianos, y que préviamente ha estado espuesto á un calor rojo y continuo en vasos cerrados. Hácese, como en el experimento precedente, hervir el agua de la retorta *A* hasta su total evaporacion.

«*Efecto.*—El agua de la retorta *A* se destila en este experimento como en el anterior; se condensa en el serpentín, y cae gota á gota en el frasco *H*; al mismo tiempo se desprende una cantidad considerable de gas, que sale por el tubo *KK*, y se recoge en un aparato propio.

«Concluida la operacion no se encuentran ya en el tubo *E F* mas que algunos átomos de ceniza; los

28 granos de carbon han desaparecido enteramente.

«Examinados con atencion los gases desprendidos pesan juntos 113 granos $\frac{7}{10}$, y son de dos especies, á saber: 144 pulgadas cúbicas de gas ácido carbónico, que pesan 100 granos, y 380 pulgadas cúbicas de un gas sumamente ligero, que pesan 13 granos $\frac{7}{10}$, y se enciende al aproximarle un cuerpo inflamado, cuando está en contacto con el aire. Si se vuelve á pesar luego el agua del frasco hállanse de menos 85 granos $\frac{7}{10}$.

«En este experimento 85 granos $\frac{7}{10}$ de agua y 28 de carbon han formado 100 de ácido carbónico, y 13 $\frac{7}{10}$ de un gas particular inflamable.

«Mas para formar 100 granos de gas ácido carbónico es preciso unir 72 de oxígeno á 28 de carbon; de donde se deduce que los 28 granos de carbon colocados en el tubo de vidrio quitarán al agua 72 de oxígeno; luego 85 granos $\frac{7}{10}$ de agua se componen de 72 de oxígeno y 13 $\frac{7}{10}$ de un gas inflamable.

«3.º ESPERIMENTO—DESCOMPOSICION DEL AGUA.
—*Preparacion.*—Dispónese todo el aparato como en el experimento anterior, con la sola diferencia de que en vez de 28 granos de carbon, se ponen en el tubo E F (fig. 22.) 274 granos de hierro en láminas finas y rolladas en espiral; caliéntase el tubo hasta el calor rojo como en los experimentos anteriores; enciéndese fuego bajo la retorta A y se le sostiene para que el agua esté siempre hirviendo, hasta que evaporada haya pasado toda al tubo E F, y condensándose en el frasco H.

«*Efecto.*—En este experimento no se desprende

gas ácido-carbónico, sino solamente un gas inflamable 13 veces mas ligero que el aire atmosférico; el peso total que se obtiene es el de 15 granos, y su volumen de cerca unas 416 pulgadas cúbicas. Si se compara la cantidad de agua empleada con la que queda en el frasco H, se encuentra un déficit de 100 granos. Por otra parte los 274 granos de hierro contenidos en el tubo E F pesan 85 granos mas que cuando se les introdujo, y su volúmen se ha aumentado considerablemente; este hierro que ya casi no atrae el imán se disuelve sin efervescencia en los ácidos; en una palabra se halla en el estado de óxido negro, precisamente como el que ha sido quemado en el gas oxígeno.

«REFLEXIONES.—El resultado de este experimento ofrece una verdadera oxidacion del hierro por el agua, semejante á la que se efectúa al aire por medio del calor. Han sido descompuestos 100 granos de agua; 85 de oxígeno se unieron al hierro para constituirle en el estado de óxido negro; y se han desprendido 15 granos de un gas inflamable particular; luego el agua se compone de oxígeno y un gas inflamable en la proporcion de 85 partes del primero por 15 del segundo.

«Contiene el agua ademas del oxígeno, principio que se halla en otras muchas sustancias, otro que le es propio, su radical constitutivo, al que ha sido preciso dar un nombre. Ninguno nos ha parecido mas adecuado que el de *hydrógeno*, es decir, principio generador del agua, de *υδος* agua y de *γεννομαι* yo engendro.

«Si cuanto se acaba de esponer sobre la descomposicion del agua es exacto y verdadero; si realmente

esta sustancia se compone, como he procurado demostrar, de un principio que le es propio, esto es, de hidrógeno combinado con el oxígeno: reuniendo estos dos elementos deberá rehacerse dicho líquido; esto es lo que efectivamente sucede, como veremos por el experimento siguiente.

«4. ESPERIMENTO.—RECOMPOSICION DEL AGUA.—*Preparacion.*—Tómase un recipiente A de cristal (fig. 23.), de cuello ancho, y cuya capacidad sea de unas 15 azumbres poco mas ó menos, al cual se adapta y embetuna una chapa ó lámina de cobre B C, taladrada de cuatro agujeros, donde

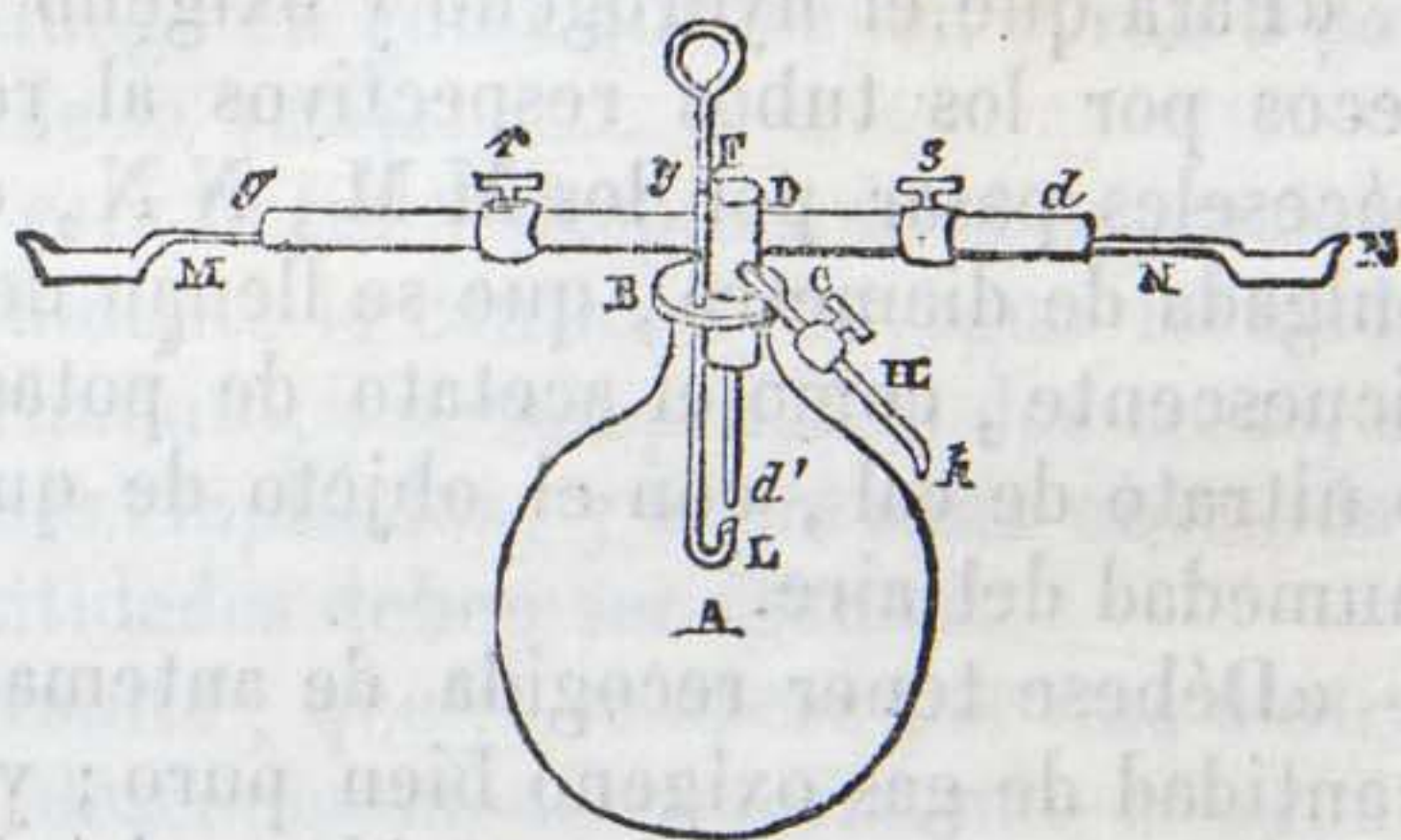


Fig. 23

se ajustan otros tantos tubos. El primero Hh se adapta por su estremidad h á una bomba neumática, por medio de la cual puede hacerse el vacío en el recipiente. Un segundo tubo gg comunica por su estremidad M M con un depósito de gas oxígeno, y está destinado á conducirlo al indicado receptáculo. Otro d D d' comunica por su estremidad d N N con otro depósito de gas hidrógeno; la porcion d' de este tubo termina en una abertura muy pequeña, al través de la cual apenas puede pasar una aguja delgadísima; y por tan pequeño orificio es por donde ha de salir el gas hidrógeno contenido en

el depósito ; á fin de que tenga la velocidad suficiente , debe hacérsele sufrir una presión de una ó dos pulgadas de agua. En fin , en el cuarto agujero de la plancha B C se coloca y pega con betun un tubo de vidrio por el que pasa un alambre G L, á cuyo extremo L se pone una esfera para sacar y conducir una chispa eléctrica de L á d' y encender, como se verá bien pronto, el gas hidrógeno. El alambre G L puede subir y bajar en el tubo de vidrio, pues de este modo se aleja la esferita L de la extremidad d' del tubo D d' . Cada uno de los tres tubos d D d' , gg , H h han de tener su llavecita.

«Para que el hidrógeno y oxígeno lleguen bien secos por los tubos respectivos al recipiente A, háceseles pasar por los M M, N N, de cerca una pulgada de diametro, que se llenan de una sal delicuescente, como el acetato de potasa, muriato ó nitrato de cal, con el objeto de que atraiga la humedad del aire.

«Débese tener recogida de antemano suficiente cantidad de gas oxígeno bien puro ; y para asegurarse de que no contiene ácido carbónico, se le deja mucho tiempo en contacto con potasa disuelta en agua, habiéndole quitado antes el ácido carbónico por medio de la cal.

«Prepárase con el mismo cuidado doble cantidad de gas hidrógeno. El proceder mas seguro para obtenerle sin mezcla consiste en extraerle, descomponiendo el agua por medio de hierro muy ductil y puro.

«Preparados así estos dos gases, adáptase la bomba neumática al tubo H h , y hácese el vacío en el gran recipiente A ; introdúcese luego en él uno

de los dos gases , debiendo preferirse el oxígeno, que entrará por el tubo *gg*; despues por medio de cierto grado de presion se obliga al gas hydrógeno á pasar al mismo recipiente por el tubo *d D d'*, cuya estremidad *d'* termina en punta. Finalmente , se enciende este gas por medio de una chispa eléctrica; y continuando la entrada de ambos fluidos aeriformes , se consigue dure la combustion por mucho tiempo.

«*Efecto.* — A medida que se opera la combustion, cubrense las paredes interiores del recipiente de gotitas de agua, cuya cantidad aumenta poco á poco, reuniéndose luego en gotas que fluyen y van á parar al fondo de la vasija.

«Pesando esta antes y despues de la operacion, conócese fácilmente la cantidad de agua formada en este experimento, y se comprueban dos cosas, el peso de los gases empleados , y el del agua obtenida, cuyas dos cantidades deben ser iguales.

«De ello resulta , que ya se opere por una ú otra via, es decir , descomponiendo ó formando el agua, debemos considerar este líquido no como sustancia simple , cual creyeron los antiguos , sino compuesta de dos elementos , oxígeno é hydrógeno.

«El fenómeno de la descomposicion y recomposicion del agua se verifica continuamente á nuestra vista á la temperatura de la atmósfera , y mediante las dobles afinidades. A esta descomposicion deben atribuirse , al menos hasta cierto punto , segun veremos, los fenómenos de la vegetacion; y es bien extraño que se haya ocultado hasta aquí á la perspicacia de los físicos y químicos; lo cual prueba que así en las ciencias como en la moral es difícil

vencer las preocupaciones de que nos hallamos imbuidos desde un principio, y seguir distinta via de aquella por donde estamos acostumbrados á marchar.»

Tambien se puede analizar el agua por medio de la pila, cual puede verse en nuestro tratado de física.

Está hoy dia bien demostrado que el agua se compone de 2 volúmenes de hydrógeno y 1 de oxígeno= $H^2 O$. En peso contiene una parte de hydrógeno, y ocho de oxígeno. Este resultado ha obtenido Dumas de esperimentos fundados en la combustion directa del hydrógeno, en la que ha producido mas de un kilógramo de agua artificial. Si se admite 1 como peso atómico del hydrógeno, un átomo de oxígeno pesará 8, y uno de agua 9.

Propiedades físicas del agua.—Es líquida á la temperatura ordinaria, trasparente, incolora, inodora, insípida, elástica, capaz de transmitir el sonido, y de mojar los cuerpos. Su compresibilidad, que algunos negaron durante mucho tiempo, ha sido probada hasta la evidencia por los SS. Perkins, O'Ested, y Canton, cuyos esperimentos demuestran ademas se comprime en razon del peso de que está cargada. Su gravedad específica es la unidad con que se compara la de los líquidos y sólidos. Un litro de agua á $\mp 4^{\circ}$ pesa 1000 gramas.

El agua conduce muy mal la electricidad; motivo por el cual suele añadirse al fluido de que nos servimos en la pila de Volta cierta cantidad de sal ó ácido. Refracta fuertemente la luz; y sometida á la accion del calor, se calienta, y entra en ebulicion à la temperatura de 100° bajo la presion ordinaria;

el aumento ó disminucion de esta retarda ó apresura aquella ; igualmente la retardan las sales que tienen afinidad con el agua , al paso que algunas metálicas la anticipan. Fácilmente se volatiliza, y su volúmen en vapor es 1700 veces mayor del que tiene al estado líquido ; la temperatura aumenta la tension de aquel como la de todos los gases.

Espuesta al frio se condensa hasta $+ 4^{\circ}$; y al contrario , se dilata hasta el término de su congelacion , que se verifica á 0 durante la cual aumenta (segun Mairan) su volumen una décima-cuarta parte , y este es el motivo de ser el hielo mas ligero que el agua. Resulta de lo dicho que el mayor grado de densidad de este líquido es á $+ 4.0$. Su punto de congelacion y ebulicion puede retardarse por las mismas sustancias salinas. Blagden ha visto como el agua pura , puesta en un matraz , cuyo cuello se haya cerrado á la lámpara, ó aislada del aire por una capa de aceite , podia resistir sin congelarse un frio de -5° — -6° , con tal que no se la agitate. Gay-Lussac , empleando los propios medios y agua pura y sin aire , ha podido hacerla llegar hasta -12° , sin congelarla. El agua cargada de aire y partículas orgánicas se congela con mas prontitud.

Propiedades químicas.—El oxígeno se disuelve en cantidad tanto mayor , cuanto mas baja fuere la temperatura y mas fuerte la presion. A $+ 10^{\circ}$, presion ordinaria , disuelve mas de la 25^a parte de su volumen. El aire tambien se disuelve en ella, pero en menor proporcion , siendo en este caso

mas rico de oxígeno, lo cual proviene únicamente de ser uno de sus principios (azoe) menos soluble que el otro (oxígeno).

El hidrógeno solo se disuelve en corta cantidad. Entre los metaloides solo el azoe, iodo, bromo, y cloro se disuelven en el agua. El boro y el carbono no la descomponen sino á una temperatura elevada, produciendo el primero ácido bórico é hidrógeno, y el segundo ácido carbónico y proto-carburo de hidrógeno. Este experimento se hace colocando el cuerpo en un tubo de porcelana hecho ascua, al que se hace llegar vapor de agua. El carbon puede ademas absorber este último líquido y perder entonces el gas que contenia. Calentado con ella el iodo la descompone y forma los ácidos iodhydrico y iódico; mas si se continúa añadiendo iodo, bien pronto cesa la descomposicion del agua; y al contrario, concentrando este fluido, sucede que los dos ácidos obtenidos obran uno sobre otro para volver á formar agua y iodo. El cloro disuelto en el agua constituye el cloro líquido (v. pag. 86) Esta disolucion contiene una vez y media su volumen de cloro á 20°, y bajo la presion ordinaria, y espuesta al calor ó luz solar determinan estos agentes la descomposicion del agua, dejando en libertad al oxígeno, y forman ademas ácido clorhydrico, y un poco del clórico mediante la accion de dicha luz.

Algunos metales descomponen el agua; unos á la temperatura ordinaria, otros á una algo mas elevada, y varios de ellos al calor rojo; pero ninguno se disuelve en ella.

La mayor parte de los ácidos son solubles en

la misma; y en general lo son mucho los que tienen un sabor muy pronunciado.

Las aleaciones obran sobre el agua del mismo modo que los metales; así que podrán descomponerla las que contengan estos últimos cuerpos capaces de verificarlo. Algunos óxidos metálicos se disuelven en ella; tales son los de la primera sección, los de mercurio, etc.; pero la mayor parte son insolubles.

Estado natural.—El agua es un cuerpo muy abundante en la naturaleza no solo al estado sólido, sí también al líquido y en forma de vapor; en el primero constituye el *hielo*, *granizo*, y *nieve*, y se encuentra comunmente en los países frios y regiones polares, donde forma montes considerables, que deshaciéndose en tiempo mas cálido producen rios mas ó menos abundantes. En el estado líquido abunda mucho mas y constituye los rios, lagos, y mares; pero jamas se halla pura, pues contiene mas ó menos cuerpos estraños (sal marina, sales de cal, algunas de hierro, magnesia, ácido carbónico, sulfhydrico, etc.) Cuando contiene bastante cantidad de sal marina, se llama *salada*, como lo son las de los mares, y algunas fuentes. Si los otros cuerpos están en proporcion bastante grande para obrar sobre la economía animal, se le da el nombre de *agua mineral*; y si al contrario tiene poco ó ningun sabor y contiene pocas sales, se la llama *dulce* ó *potable*; tales son las de los rios, fuentes, etc. Por último, al estado de vapor se halla en bastante cantidad en la atmósfera. (Véase en la parte física el tratado de Hygrometría.)

Vamos á ocuparnos de la composición de las

aguas potables, tomando por tipo las del Sena y canal del Ourcq, que analicé hace doce años, bajo la direccion del Sr. Vauquelin.

Cuadro analítico de las aguas de París sobre 1000 partes de dicho líquido.

Designacion.	Carbonato.de cal	Carbonato de magnesia.	Sulfato de cal.	Sulfato de magnesia.	Cloruro de sodio, calcio y magnesia.	Peso total de las sales.
Canal del Ourcq.	0,175	0,02	0,153	0,07	0,041	0,479
Sena antes de entrar en París, orilla derecha. .	0,108	0,0086	0,0325	0,0125	0,015	0,1826
Sena antes de entrar en París, orilla izquierda, antes de la embocadura del Bievre.	0,118	. . .	0,0391	. . .	0,018	0,1791
Sena en el punto de reunion de los dos brazos que cercan la ciudad.	0,101	0,007	0,031	0,0084	0,0191	0,1705
Sena al salir de París, orilla izquierda.	0,108	0,006	0,030	0,010	0,021	0,181
Sena antes de unirse con el Marne.	0,119	. . .	0,0385	. . .	0,017	0,1785
Marne antes de unirse con el Sena.	0,105	0,009	0,031	0,0121	0,017	0,1801

Demos ahora algunas nociones analíticas que no se han colocado en el cuadro anterior. El agua del canal Ourcq contiene 73 miligramos de ácido carbónico, y la del Sena 51 de ellos por litro; ésta contiene mas aire y sobre todo

mas oxígeno que la del canal. En las aguas del Sena hay 6 miligramos de sílice; en las del canal 2. Aquellas mucho antes de juntarse con el Marne, y tomadas de la orilla izquierda contienen nitratos; las de la derecha y del Marne no. Las de este y las de aquel del lado derecho contienen sales de magnesia; las del izquierdo y las del Sena antes de su unión no las contienen. En las del canal hay mas sustancias orgánicas que en las del Sena; y en las de este antes de entrar en París menos que al salir; pero esta proporción es inapreciable.

Pruebas que manifestarán la calidad de las aguas.—Considérase el agua como bastante pura y buena para los usos ordinarios, cuando es inodora y de sabor agradable; si disuelve el jabón sin dejar cuajaroncitos, y no forma precipitados muy abundantes con los nitratos de baryta y de plata, y el oxalato de amoníaco; y en fin cuando haciéndola evaporar se desprenden desde un principio numerosas burbujas, y no deja un residuo superior á cuatro decigramos por litro.

Preparación del agua destilada.—Para obtener el agua pura y sin aire, se la destila, recogiendo el producto despues de haber dejado perder las $\frac{4}{100}$ de la cantidad empleada; y entonces se continúa la operación hasta los $\frac{3}{4}$. En las primeras porciones hállase frecuentemente carbonato de amoníaco que resulta de las materias animalizadas contenidas en el agua; y al contrario, á lo último, ciertas sales, que en ella están disueltas, podrian obrar unas sobre otras continuando la acción del fuego, y formar productos volátiles, de que que-

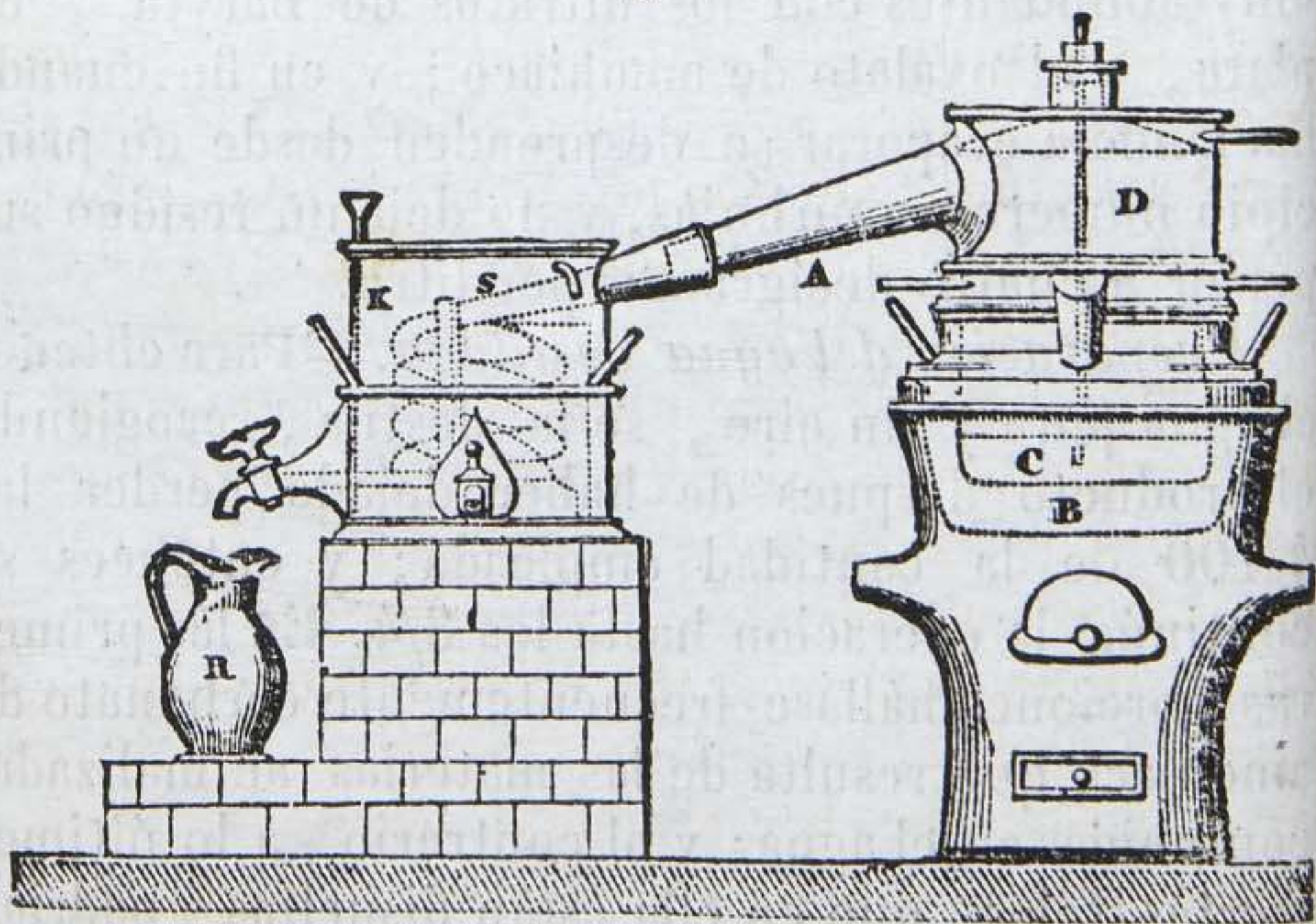
daría cargado el líquido que se trata de purificar.

Pasemos ahora á dar algunas nociones generales sobre la

DESTILACION.—Es un acto que tiene por objeto separar un producto volátil de las sustancias que lo son menos que él. No hace mucho que es conocido el arte de la destilacion, cuyas primeras nociones se hallan consignadas en los escritos de un médico árabe, llamado Alrhasés. Distingúianse antes tres especies; la destilacion *per ascensum*, ó por medio del alambique, *per latus*, ó por la retorta, y *per descensum*. Esta última, cuyo objeto era forzar los líquidos á destilarse de arriba abajo ha sido generalmente abandonada, como muy viciosa.

Destilacion por alambique.—Este instrumento consta de tres partes, cuya forma influye esencial-

Fig. 24.



mente en el resultado; la cucurbita, el chapitel, y el refrigerante (V. fig. 24.)

La cucurbita C tenia una profundidad dos veces mayor que su anchura; pero como la rapidez con que un líquido se evapora está en razon directa de la estension de su superficie, así como la prontitud con que hierve es proporcional á la estension de la parte caliente, y al poco diámetro de la capa del mismo: así tambien se deduce que la cucurbita debe abandonar con tanta mas facilidad lo que puede volatilizarse, cuanto menos alta sea, y mas ancho fuere su fondo; tambien se ahorrará proporcionalmente tiempo y combustible construyéndola con dichas circunstancias.

Sin embargo, es muy útil tenga bastante altura, para que las materias en ella contenidas no puedan elevarse al chapitel.

El chapitel D ha sufrido muchas é importantes modificaciones; antes estaba separado de la cucurbita por tubos rectos ó encorvados en zigzag, los cuales se suprimieron, haciendo descansar inmediatamente aquel sobre la caldera. El chapitel del alambique de Baumé, que todavía se halla en los antiguos laboratorios, es cónico y cercado de un baño-maría para condensar los vapores; y en su base hay una canalita que sirve para conducir al cuello del mismo los vapores condensados, que fluyen sobre las paredes internas. Este aparato tiene dos grandes defectos; el primero es que parte del líquido vuelve á caer en la caldera, en vez de correr hasta el recipiente, lo que se evitaba en ciertos casos; pues la esperiencia enseñó en la destilacion del vino debia darse al chapitel cierto grado de inclinacion; una gota de aguardiente corria entonces á la superficie sin volver á caer en la caldera;

mas todavía quedaba otro obstáculo en que no se habia pensado, y era que parte de los vapores se condensaban mucho antes de tocar las paredes del chapitel, volviendo á caer directamente en la cucurbita.

Despues se ha visto como no hay necesidad de que el chapitel sea grande, ni que en él se efectúe la menor condensacion; por lo cual se le hace hoy dia muy pequeño, y no se reduce á otra cosa sino á un tubo de cobre encorbado, cuyo extremo mas ancho se adapta exactamente á la abertura de la caldera, mientras el mas estrecho A se ajusta tam- al refrigerante.

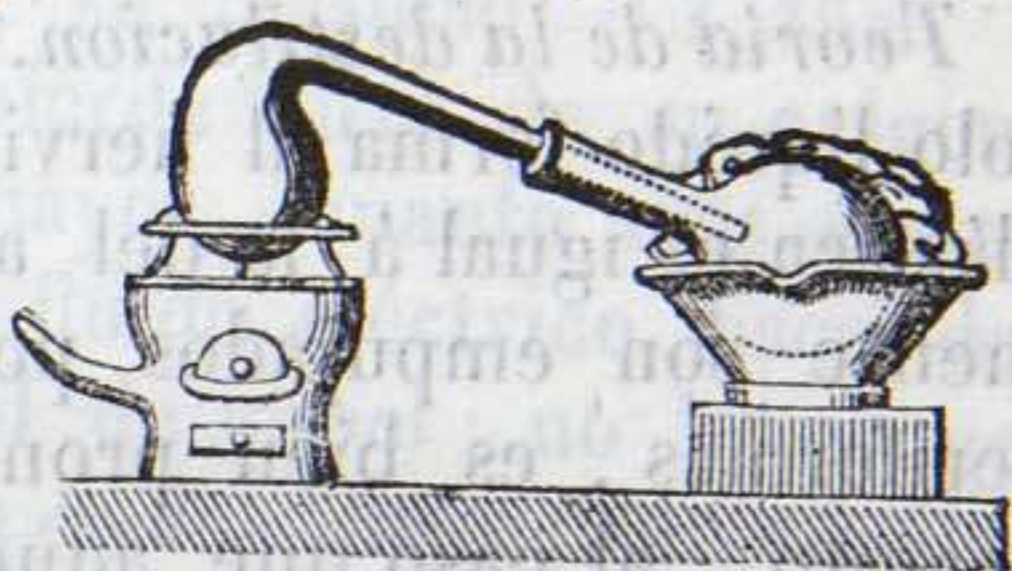
El refrigerante, conocido en Francia con el nombre de *serpentin*, es la parte en que los vapores se condensan y pasan al estado líquido; en las antiguas calderas consistia en dos ó tres tubos rectos que atravesaban una cuba llena de agua y hielo. El camino que entonces debian recorrer los gases era muy corto; y resultaba de aquí que en las épocas del año en que era imposible procurarse hielo, no podia hacerse la destilacion sin una pérdida considerable, pues gran parte de los vapores atravesaban el tubo sin condensarse. Por esto se modificó la forma del refrigerante, dejando un solo tubo, que da cinco ó mas vueltas en espiral, estrechándose siempre hácia abajo. Debe hallarse dentro de la cuba K, y el líquido destilado se vierte por la llave al recipiente R.

Destilacion por medio de la retorta.—Una retorta es un vaso de vidrio, tierra, porcelana, ó metal, y hablando propiamente, un matraz de cuello encorbado, cuyas partes son *el cuerpo*, que corres-

ponde á la cucúrbita de un alambique, *la bóveda,* y *el cuello,* que hacen las veces del chapitel (fig. 25). El aparato de refrigeracion varía segun las

operaciones ; pero ordinariamente es una alargadera y un recipiente tubulado que tiene la doble ventaja de favorecer la condensacion de los vapores y servir de receptáculo.

Fig. 25.



Para enfriar este matraz, se le introduce si es necesario en una vasija que contenga agua y hielo; y tambien puede echarse agua gota á gota sobre su superficie, cubierta de un pedazo de lienzo; para algunos líquidos muy volátiles es preciso rodearle de una mezcla refrigerante. A fin de impedir la pérdida de vapores por las junturas de la retorta con la alargadera y de esta con el recipiente, se adaptan á entrambos taponos que se enlodan y cubren con una tirita de papel; y cuando se destilan ácidos que corroerian dichos taponos, no se les pone lodo alguno, sí que solo se escogen vasos que ajusten lo mejor que se pueda. Cuando se trata de destilar líquidos difíciles de condensar, ó de disolver gases en el agua, empléase el aparato de Wolf. (pag. 90.)

Las retortas se calientan al fuego, al baño de arena, ó en un baño líquido, segun el efecto que se quiere obtener. Si el fluido empleado como baño-maría es agua, se la tiene á una temperatura constante de 100° , que se puede variar por medio de una disolucion concentrada de muchas

sales. Así, una que esté saturada de nitro hierve á los 114° ; otra de sal marina á los 106° ; si es de tartatro de potasa y de sosa á los 115° . El baño de aceite puede calentarse hasta los 300° , y llegar al rojo con la aleacion fusible del señor Arcet.

Teoría de la destitacion. — Cuando se destila un solo líquido forma al hervir vapores, cuya fuerza elástica es igual á la del aire; y como continuamente son empujados por otros nuevos fluidos aeriformes, es bien pronto espelido el aire del aparato, al paso que aquellos siguen formándose mientras dura la ebulicion, y se condensan en el refrigerante. Si se calientan dos líquidos que hierven á diferentes temperaturas, por ex. el agua que lo verifica á los 100° , y una esencia á los 150° , la temperatura queda constantemente á los 100° , y se forma entonces una cantidad bastante considerable de vapor de la última, que se mezcla al de la primera saturada de él, mediante la temperatura de 100° . Pero así como el vapor de agua se renueva incesantemente, tambien el de esencia se reproduce á cada momento, y siempre con la misma circunstancia de saturacion recíproca. Mas cuando dos líquidos que se destilan juntos tienen afinidad entre sí, esta modifica mas ó menos los resultados, como sucede en el mayor número de destilaciones.

BI-ÓXIDO DE HYDROGENO. — (*Agua oxigenada*). El descubrimiento de este cuerpo se debe al señor Thenard.

Propiedades. — Es líquido, sin olor ni color, y destruye el de papel de curcuma; su sabor es metálico, picante, y hace espesa la saliva; ataca

la piel, la altera, y destruye cuando se aplica en bastante cantidad; su tension es menor que la del agua, lo cual explica el porque se le puede concentrar en el vacío al lado de un cuerpo ávido de ella, como el ácido sulfúrico &c.; su densidad = 1,452.

Espuesto al calor pierde parte de su oxígeno, pérdida que es tanto mayor, cuanto mas elevada es la temperatura; el fluido eléctrico hace desprender mayor cantidad de aquel; no le congela el frio, aun cuando sea = á -30° .

Entre los metaloides solo le descomponen el selenio y el carbon, acidificándose el primero, y haciéndole el segundo perder cierta dosis de oxígeno sin combinarse.

Todos los metales, excepto el antimonio, telurio, hierro, y estaño descomponen el agua oxigenada, reduciéndola al estado ordinario; pero esta accion no es bien manifiesta sino cuando están pulverizados. Algunos pasan al estado de óxidos, otros permanecen tales como se les ha empleado; sin embargo, desprenden todo el oxígeno, y no dejan sino agua. Entre los sulfuros metálicos solo los de plata y mercurio dejan de descomponer el bi-óxido de hidrógeno. Los demas le descomponen, apoderándose de parte de su oxígeno, y pasando al estado de sulfato; mas no todos obran de una misma manera, pues los hay de una accion enérgica, y otros como los de bismuto ó estaño, la tienen muy débil.

Los óxidos metálicos tienden generalmente á volverle al estado de agua; algunos no se alteran; otros se oxidan mas; y finalmente muchos son susceptibles de reduccion. La fuerza descomponente

de los óxidos es muy diversa; con efecto, unos lanzan súbitamente al oxígeno del líquido con una especie de esplosion, desprendimiento de calórico, y aun de luz. Entre los que se peroxidan encuéntranse los de *baryo*, *stroncio*, *calcio* &c. Los que no se alteran son los peróxidos de *manganeso*, *cobalto* y *hierro*, *el protóxido de plomo*, &c. Los que se reducen son los óxidos de *plata* y *oro*; los de *plomo* distintos del protóxido, &c.; y en fin, tres son los que hacen esplosion: *el óxido de plata*, y los peróxidos de *plomo* y de *manganeso*.

Por el contrario, los ácidos poseen la virtud de dar al agua oxigenada mas estabilidad, á menos que sean sobrado débiles, ó cambien de naturaleza como *el ácido tártrico*, &c.; pues entonces se trasforman en carbónico. Los ácidos sulfúrico, fosfórico, clorhydrico, arsénico, oxálico, &c. se hallan en el primer caso, es decir, que dan mas consistencia al agua oxigenada. Las sales tienen sobre ella una accion mas parecida á la de sus óxidos que á la de sus ácidos.

Entre las sustancias vegetales parece solo la descomponen el tornasol, lo cual se atribuye al alcali que contiene. Lo mismo sucede con las materias animales aisladas, escepto la fibrina; pero las orgánicas, es decir, los diferentes tejidos de los animales producen todos la descomposicion del bi-óxido de hydrógeno, á la manera de los metales y óxidos metálicos, sin absorber oxígeno, ni ceder nada de sus principios.

Composicion. — Las diversas análisis que se han hecho prueban como el agua oxigenada es un bi-óxido de hydrógeno, formado por consiguiente de

dos átomos de este elemento, y dos de oxígeno; de aquí la fórmula $H^2 O^2$, ó $H O$.

Preparacion. — Para preparar el agua oxigenada se muele bi-óxido de baryo en un poco de agua, de modo que se haga una pasta, la cual se pone juntamente con una mezcla de ácido clorhydrico y agua en una probeta rodeada de hielo, y se disuelve en ella sin efervescencia, sobre todo cuidando de agitarla. Al reducir el ácido clorhydrico al bi-óxido al estado de protóxido para combinarse con él, se desprende el oxígeno unido al agua, de modo que la disolucion se forma de cloruro de baryo, bi-óxido de hydrógeno, y agua. Añádese á esta disolucion gota á gota ácido sulfúrico, que apoderándose de la baryta la transforma en sulfato, y deja libre al ácido clorhydrico; sepárase el precipitado por la filtracion, y se vuelve á añadir como antes bi-óxido de baryo hecho pasta y ácido sulfúrico, que separando la baryta y dejando en libertad al ácido clorhydrico, permite repetir con bastante frecuencia esta operacion para cargar al agua de bastante cantidad de oxígeno. Conseguido esto, como el óxido de baryo ha abandonado copos de silice, alumina, óxidos de hierro y de manganeso, se le filtra por un lienzo para separarlos; tratando luego el líquido por el sulfato de plata fórmase un cloruro insoluble y el ácido sulfúrico queda libre; se separa este ácido por la baryta bien pura, y solo resta concentrar el líquido por medio de la máquina neumática y ácido sulfúrico.

Aplicaciones. — El agua oxigenada puede usarse al exterior como un escitante muy enérgico, y se

ha recomendado para restaurar las pinturas viejas ennegrecidas por el ácido sulfhídrico; en cuyo caso el sulfuro negro de plomo pasa al estado de sulfato blanco.

ACIDO BORICO. (*Acido borácico; sal sedativa de Homberg.*) Es sólido, blanco, inodoro, y enrojece débilmente la tintura de tornasol. Su peso específico = 1,803. Sometido á una temperatura elevada, fúndese, y da origen á un vidrio trasparente é incoloro, al paso que pierde su agua de combinación. El aire y el oxígeno no le alteran, y el agua á los 100° no disuelve sino la 35^a parte de su peso. Aunque el ácido bórico es uno de los mas fijos, sin embargo se volatiliza en el agua hirviendo; mas en tal caso sucede que el vapor de este último fluido determina su volatilización. Debemos su descubrimiento á Homberg.

Composicion. — Fórmase de 2 átomos de boro y 3 de oxígeno, $B^2 O^3$; existe al estado de libertad en muchos lagos de la Toscana, y combinado con la sosa en algunos de la India.

Preparacion. — Para obtenerle se hace disolver en caliente borato de sosa, sobre el cual cuando la disolucion está aun cálida viértese ácido sulfúrico, que apoderándose de la sosa forma sulfato de dicha sustancia, y deja libre al ácido bórico, que cristaliza al enfriarse el fluido.

Caract. esencial. — Reconócese este ácido porque disuelto en el alcohol comunica á su llama un color verde.

Aplicaciones. — Hácese uso de él para analizar las piedras preciosas, y en medicina como calmante y antiespásmico.

COMBINACIONES DEL CARBONO Y OXIGENO. — El oxígeno se une al carbono para formar cinco compuestos, á saber: *el óxido de carbono*, C O , *el ácido carbónico* C O^2 , *el oxálico*, $\text{C}^2 \text{O}_3$, *el crocónico* $\text{C}^5 \text{O}^4$, y *el melítico* $\text{C}^4 \text{O}^3$. Aquí solo trataremos de los dos primeros.

OXIDO DE CARBONO. — *Historia.* — Calcinando el óxido de zinc con carbono obtuvo Priestley un gas inflamable que consideró cual hidrógeno carbonado; pero Cruickshank y Clemente Desormes demostraron componerse de carbono y oxígeno.

Preparacion. — El gas óxido de carbono se produce siempre y cuando se pone en contacto á una temperatura elevada un exceso de carbono con oxígeno ó ácido carbónico, ó con cuerpos capaces de ceder, pero con dificultad, el ácido carbónico que contienen; mas la operacion por cuyo medio se obtiene mas puro se funda en la propiedad que posee el ácido sulfúrico de descomponer el oxálico en volúmenes iguales de gas óxido de carbono y gas ácido carbónico. Mézclese una parte de bi-oxalato de potasa (sal de acederas) con cinco de ácido sulfúrico concentrado; introdúzcase esta mezcla en una retorta, que se calienta poco á poco; hácese pasar el gas por un exceso de potasa cáustica, que absorve el ácido carbónico, y se recibe el gas óxido de carbono bajo una campana colocada en un recipiente con agua.

Propiedades. — El óxido de carbono es un gas sin color, ni olor, que apaga los cuerpos encendidos, y cuya densidad es de 0,96783. Puesto en contacto con el gas oxígeno á una temperatura roja,

se combina, despidiendo calórico y luz, con medio volúmen de este gas, y da origen á uno igual al suyo de ácido carbónico. El agua no disuelve una cantidad notable de óxido de carbono. Fórmula: C O.

El cloro y el óxido de carbono espuestos al sol en cantidades iguales se reducen á la mitad de su volumen, y forman una nueva combinacion, que John Davy llamó *fósgeno*, á cuyo nombre han sustituido los químicos franceses el de *gas ácido cloroxi-carbónico*. Es incoloro, de un olor análogo al cloruro de azoe; enrojece la tintura del tornasol, y apaga los cuerpos encendidos.

ACIDO CARBONICO.—*Historia.*—Vanhelmont habia observado que de las piedras calcáreas se desprendia á veces un aire al cual llamó gas; Hales hizo ver era una de las partes constituyentes de dichas piedras; Blak que la cal y los alcalis podian absorverle; Priestley estudió cuidadosamente sus propiedades; pero estaba reservado al genio de Lavoisier dar á conocer ecsactamente su naturaleza y composicion.

Estado natural.—El ácido carbónico existe al estado de gas: 1.º en el aire atmosférico, y puro en muchas grutas, de las cuales la mas conocida es la llamada *del perro* cerca de Pouzzoles, en Italia, pues contiene ordinariamente una capa de 5 á 6 decímetros de gas ácido carbónico, de suerte que un hombre puede bajar á ella sin peligro, al paso que un perro queda asfixiado; 2.º disuelto en el agua en varios líquidos medicinales, siendo los mas conocidos las aguas de Seltz; 3.º combinado con muchos óxidos al estado de carbonato. Fórmase

constantemente por la combustion y por medio de la respiracion.

Preparacion. — La creta y los mármoles son carbonatos de cal mas ó menos puros ; y puestos en contacto con ácidos fuertes espelen estos el carbónico que con facilidad puede recogerse.

Para prepararle introdúcese trozos de mármol blanco en un frasco bitubulado ; á uno de los orificios se adapta un tubo, que va á parar á un aparatito como se ve en la fig. 26 que contiene un

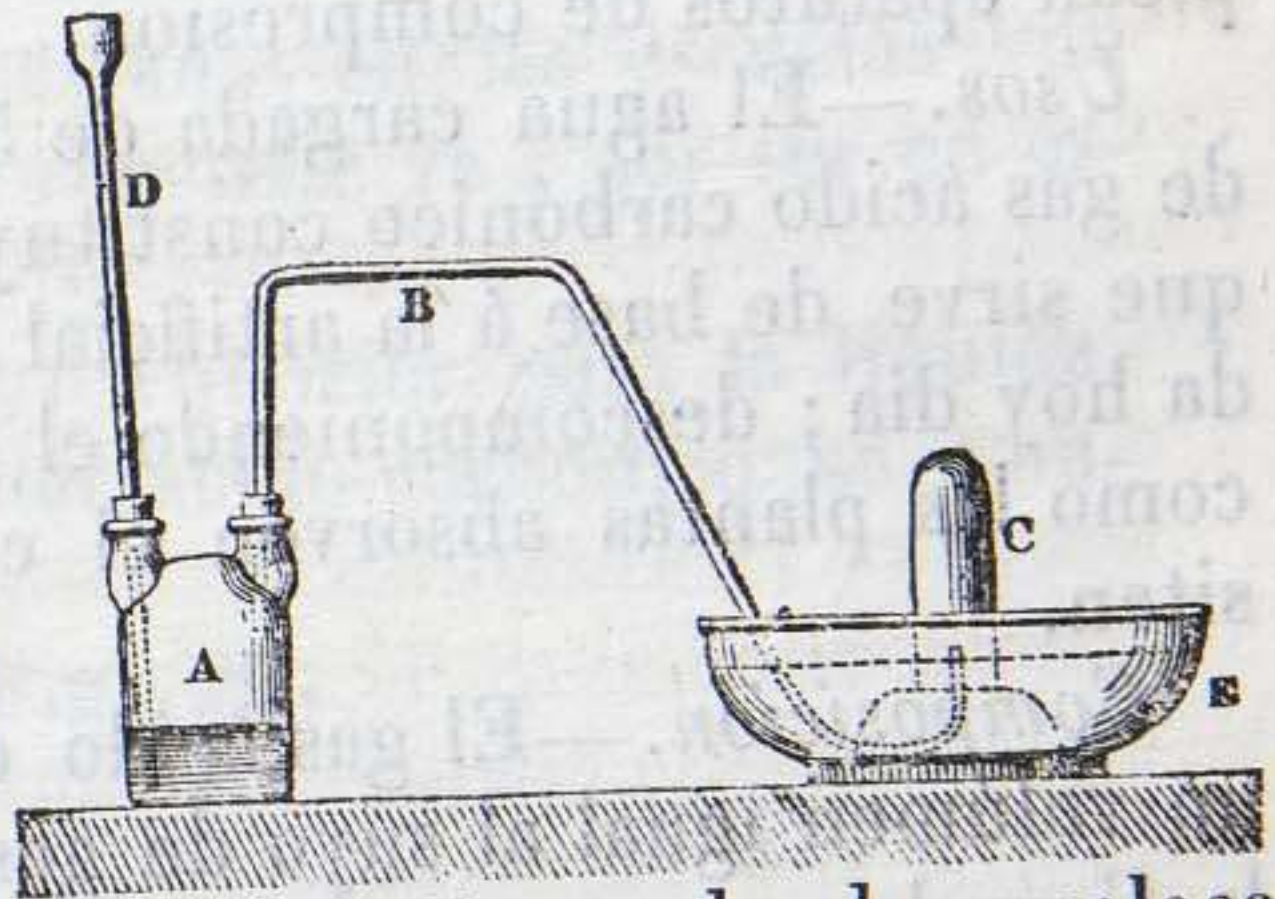


Fig. 26.

poco de agua ligeramente alcalina, y donde se coloca una probeta para recoger el gas sobre una cuba de agua ó mercurio. A la otra tubuladura se adapta igualmente un tubo terminado en un embudo para ir echando el ácido hydroclórico en cantidad suficiente para descomponer el carbonato de cal, y la operacion se efectúa por sí misma á la temperatura ordinaria.

Propiedades. — El ácido carbónico es un gas incoloro, de un sabor un poco ágrico, de olor ligeramente picante ; enrojece algo la tintura de tornasol ; apaga los cuerpos encendidos ; y no solo es impropio para la respiracion, si tambien asfixia á los animales que le respiran. Su densidad es 1,5245 ; por cuya causa, siendo de mayor gravedad especí-

fica que el aire, se le puede trasvasar como un líquido; á — 20 no se sufre alteracion alguna; pero si se aumenta la presion se liquida.

Acido carbónico y agua.—A la temperatura ordinaria el agua disuelve poco mas ó menos una vez y media su volumen de gas; pero aumentando la presion y disminuyendo la temperatura, se logra fácilmente disolver 6 volúmenes; para ello se emplean aparatos de compresion.

Usos.—El agua cargada de 5 veces su volúmen de gas ácido carbónico constituye el agua gaseosa, que sirve de base á la artificial de Seltz, tan usada hoy dia; descomponiendo el ácido carbónico es como las plantas absorven el carbono que necesitan.

Composicion.—El gas ácido carbónico contiene un volúmen igual al suyo de gas oxígeno. He aquí la fórmula que representa su composicion: $C O^2$; la cual corresponde á 200 de oxígeno y 75 de carbono; compruébase este resultado quemando carbono puro, ó mejor diamante, con una cantidad conocida de gas oxígeno.

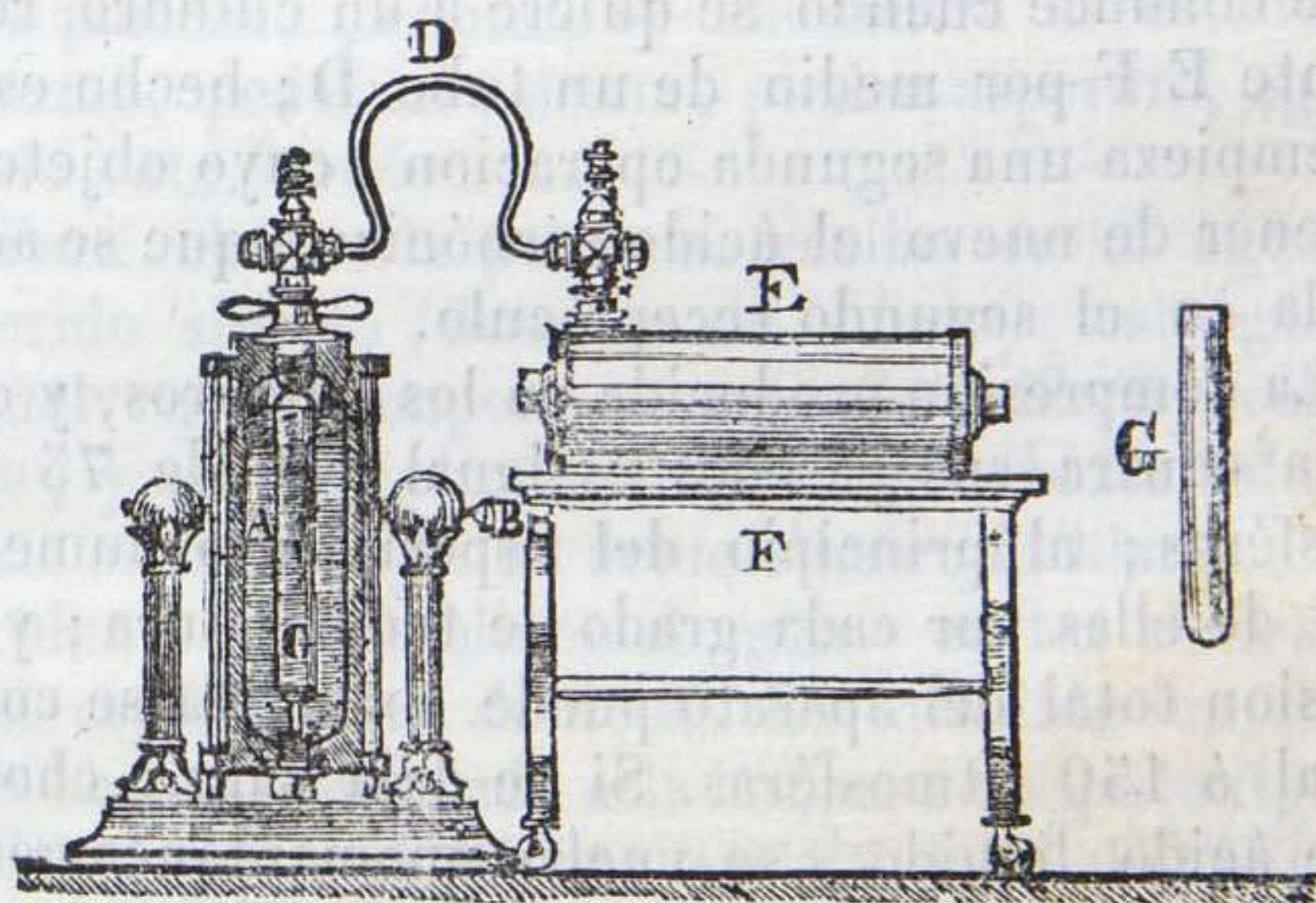
El Sr. Doebereiner cita el experimento siguiente como mas adecuado para demostrar hasta la evidencia la composicion del ácido carbónico. Introdúcese en un tubo cerrado por uno de sus extremos una mezcla de carbonato de cal y sodio; calentado á la lámpara de espíritu de vino, aquel arde con desprendimiento de luz, pero sin explosion, á espensas del oxígeno del ácido carbónico. Despues de frio, se le añade un poco de agua, que produce una corta cantidad de hy-

drógeno; y disuelta la cal en un poco de ácido clorhydrico, queda un residuo de carbon, que se recoge por medio de un filtro.

ACIDO CARBÓNICO LÍQUIDO Y SÓLIDO.— El ácido carbónico gaseoso puede liquidarse por medio de un frio intenso y una fuerte compresion; dicha propiedad, indicada por Faraday, la ha demostrado muy bien el Sr. Thilorier. Su bello experimento, hecho hace tres años en las escuelas, no se ha creido prudente repetirle ya, por ser en extremo peligroso.

El aparato del Sr. Thilorier para la liquidacion y solidificacion del ácido carbónico se com-

Fig. 27.



pone de un cilindro de hierro colado A de 0^m, 487 de altura, 0^m, 271 de ancho, y de 0^m, 054 de diámetro; suspéndese por su parte media al ege B, y luego se pone en dicho cilindro un poco de bi-carbonato de sosa, que se oprime por medio de

otro cilindro de madera; hecho esto, se llena de ácido sulfúrico un tubo de cobre C y G cerrado por una de sus estremidades, que se introduce y fija donde se halla el bi-carbonato. Ciérrase entonces el aparato con un tapon que es indispensable tenga una llave de cobre destinada á dejar salir el ácido cuando necesario fuere; hácese oscilar el cilindro y entonces el ácido sulfúrico contenido en el tubo se derrama sobre el bi-carbonato de sosa, y la reacción se verifica al momento. Cerrado herméticamente el aparato, el gas que se desprende sufre una fuerte compresion, por cuyo medio se liquida y aun llega al estado sólido, en que presenta el aspecto de la nieve, si se le deja escapar por una pequeña abertura. Al ácido carbónico así obtenido se le conduce cuando se quiere á un cilindro recipiente E F por medio de un tubo D; hecho esto se empieza una segunda operacion, cuyo objeto es obtener de nuevo el ácido carbónico, que se acumula en el segundo receptáculo.

La compresion producida en los cilindros, y que obra contra sus paredes es igual á la de 75 atmósferas; al principio del experimento aumentan de ellas por cada grado de temperatura; y la presión total del aparato puede considerarse como igual á 150 atmósferas. Si se deja salir á chorro este ácido líquido, se vuelve momentáneamente gaseoso á espensas del calórico de una parte del mismo ácido, siendo tan grande la cantidad absorbida de dicho fluido imponderable, que siempre se solidifica una crecida parte de ácido carbónico en forma de copos blancos, que permanecen mucho tiempo en tal estado.

La temperatura que produce la solidificación del ácido carbónico puede valuar en 100° bajo 0° . El ácido sólido posee la propiedad de congelar prontamente al mercurio; el potasio le descompone con efervescencia; el hierro, zinc, y estaño no tienen acción alguna sobre él.

Hervy, jóven apreciable, cuyo genio químico habia hecho concebir las mejores esperanzas, fue víctima de una esplosion de este aparato usado hasta entonces para demostrar en las cátedras el experimento de la solidificación del ácido carbónico.

ACIDO SILICICO.—*Silice.*—Bergmann fue el primero que examinó las propiedades de la silice, base de un gran número de minerales; cristal de roca por ex., (donde se encuentra al estado de pureza), pedernal, arena, piedra-asperon, agata, ópalo, etc.

Para obtenerla pura, se recibe en el agua al fluorido silicico (fluorúro de silicio); este gas se disuelve y descompone, formando ácido hydrofluórico, y un precipitado silicico, que basta calcinar hasta el calor rojo. El ácido silicico es blanco, pulverulento, insoluble en el agua y en los ácidos; su peso específico es de 2,66. Es infusible en nuestros hornos; solo cede á la lámpara de gas oxígeno.

DE LAS COMBINACIONES DEL FOSFORO Y OXIGENO.—Conócense cinco de ellas, á saber: *el óxido de fósforo, el ácido hypo-fosforoso, el fosfóroso, el fosfático, y el fosfórico.*

OXIDO DE FOSFORO.—Se ha creído por espacio de mucho tiempo que existian dos óxidos, uno blanco y otro rojo; pero Pelouze ha demostrado que

el supuesto óxido blanco no era sino una combinación de fósforo y agua.

El óxido de fósforo es rojo, insípido, inodoro, insoluble en el agua, alcohol, éter, y aceites; no es luminoso en la oscuridad.

Calentado en un tubo cerrado se descompone en ácido fosfórico y fósforo; pero si se da entrada al aire, solo se forma ácido fosfórico.

Obtiénesele haciendo pasar una corriente de oxígeno al través de fósforo fundido en agua caliente.

ACIDOS HYPO-FOSFOROSO Y FOSFOROSO—Estos dos ácidos tienen la propiedad comun de ser descompuestos por el calórico, formando hydrógeno protofosforado, fósforo, y ácido fosfórico; en este caso el agua se descompone; su oxígeno se une al ácido, que abandonando al fósforo pasa al estado de ácido fosfórico; al propio tiempo una parte del fósforo se volatiliza, y la otra forma hydrógeno fosforado, mediante su combinación con el hydrógeno del agua.

El ácido hypo-fosforoso es líquido, incristalizable, de un sabor muy pronunciado; las sales que forma son muy solubles. Se compone de cuatro átomos de fósforo y tres de oxígeno $P^4 O^3$.

Para obtenerle se trata por el agua el fosfuro de bario; aquella se descompone, y su hydrógeno se une á una porcion de fósforo para formar hydrógeno sesqui-fosforado, al paso que el oxígeno se combina con otra parte de fósforo y bario para formar ácido hypo-fosforoso, que se combina con la barita. Se disuelve el hypo-fosfito de barita; se le descompone por el ácido sulfúrico, que se apodera de aquella, y deja libre y disuelto el ácido

hypo-fosforoso ; se le filtra , y se concentra en el vacío.

El ácido fosforoso es sólido , cristalizable, blanco , inodoro , y de un sabor muy pronunciado ; las sales que forma con las bases son por lo general menos solubles que los hypo-fósfitos, y aun algunas de ellas son enteramente insolubles. Compónese de dos átomos de fósforo y tres de oxígeno= $P^2 O^3$.

Se le obtiene tratando por el agua el protocloruro de fósforo ; el hydrógeno de aquella se une al cloro y forma ácido clorhydrico ; y su oxígeno al fósforo para constituir ácido fosforoso ; evaporando el líquido cual conviene , el ácido clorhydrico se desprende y el fosforoso cristaliza.

ACYDO HIPO-FOSFÓRICO Ó FOSFÁTICO.—Segun Dulong este ácido es un compuesto de ácido fosforoso y fosfórico en la proporción de un átomo del primero y dos del segundo ; de aquí la fórmula $P^6 O^{13}$. Combinado este ácido con las bases da origen á fosfatos y fosfítos. Es siempre líquido , vizcoso, incoloro , muy sávido , de un olor débil de fósforo, y mas denso que el agua. El calor le descompone como á los dos anteriores ; el agua le disuelve en todas proporciones. Para obtenerle , pues siempre es producto del arte , colocánse muchos tubos de vidrio en un embudo que descansa sobre un frasco ; en cada uno de aquellos se pone una barrita de fósforo, y se cubre todo con una campana agujereada para dar paso al aire. El fósforo arde poco á poco y forma ácido fosfático , que en vista de la poca humedad del aire fluye al embudo , y de aquí va á parar al frasco.

ACIDO FOSFÓRICO.—Este es el mas importante de

los ácidos de fósforo ; fue descubierto por Margraff, y examinado por muchos químicos , especialmente por Berzelius , Dulong , Gay-Lussac y Graham.

Este ácido, cuyo sabor es muy pronunciado, es sólido , inodoro , incoloro , y enrojece fuertemente la tintura de tornasol ; su gravedad específica es mayor que la del agua ; puede cristalizar , pero con mucha dificultad. Espuesto al calor rojo se funde y da lugar á vidrio trasparente ; á una temperatura mas elevada se volatiliza ; por medio de la pila se descompone en fósforo y en oxígeno. El aire y el oxígeno secos no tienen accion alguna sobre él ; pero cuando están húmedos absorve el agua que contienen. Si esceptuamos el carbon , no se conoce la accion de los metaloides sobre este cuerpo , el cual le descompone á una temperatura elevada , quitándole su oxígeno , para formar ácido carbónico , y óxido de carbono , dejando libre el fósforo.

Disuélvese fácilmente en el agua , y toma el nombre de ácido fosfórico líquido. Tambien es soluble en el alcohol.

Este ácido fue largo tiempo objeto de contestaciones entre los mas célebres químicos, que no podian convenir ora en su composicion , ora en las causas á quienes atribuian las nuevas propiedades de este cuerpo. Con efecto ; unas veces precipitaba el nitrato de plata en amarillo , otras en blanco ; y para esplicar el origen desconocido de semejante fenómeno crearon la palabra *isomerismo* , y se dijo que eran estos dos ácidos *isoméricos*, es decir , que teniendo una misma composicion atómica eran diversas sus propiedades.

Los señores Stromeyer, Clark, Enghellart, y Gay-Lussac estudiaron esta sustancia, y el resultado de sus investigaciones fue distinguir dos ácidos fosfóricos; el uno que puede saturarse mas que el otro, precipitando ademas el nitrato de plata en amarillo; este es el *ácido fosfórico*; el otro, menos susceptible de saturarse, precipita la sal de plata en blanco; dase á este ácido el nombre de *ácido parafosfórico*. Nada mas se sabía sobre este punto cuando Graham presentó esta cuestion bajo un aspecto nuevo, dando á conocer en una interesante memoria cuatro modificaciones del ácido fosfórico determinadas por la mayor ó menor cantidad de agua ó base.

Segun Graham, parece que cuando se quema fósforo con el oxígeno seco se obtiene ácido fosfórico anhydro $P^2 O^5$; disuelto este en el agua se hidrata y forma un compuesto que contiene un átomo de dicho líquido $P^2 O^5 + H^2 O$. Este ácido tiene la propiedad de precipitar la albumina, por pequeña que sea la cantidad de ella, de modo que puede considerarse como un escelente reactivo para manifestar la presencia de dicha sustancia. Si se abandona la disolucion del ácido por mucho tiempo absorbe tres átomos de agua y se trasforma en $P^2 O^5 + H^6 O^3$. He aquí el ácido fosfórico ordinario, que en lugar de precipitar la albumina, la disuelve cuando está coagulada; cuyo cuerpo (el ácido) y las sales que forma precipitan en amarillo el nitrato de plata. En fin, Graham ha descubierto otro ácido que no precipita la albumina, pero forma un depósito blanco tratado por el nitrato de plata. La fórmula es $P^2 O^5 + H^4 O^2$.

Ahora bien , si se calienta hasta el calor rojo el ácido $P^2 O^5 + H^6 O^3$, pierde un átomo de agua y se convierte en $P^2 O^5 + H^4 O^2$; si se calienta con dos átomos de base , el agua se desprende ; pero si en vez de dos átomos de base se le espone á la accion del fuego con uno solo de ella , pierde entonces todo aquel líquido , y se combina con la base y queda representado por $P^2 O^5 + H^2 O$.

Segun lo dicho es visto existir cuatro modificaciones del ácido fosfórico , cuyas diferencias consisten en la mayor ó menor cantidad de agua.

Preparacion. Para obtener el ácido fosfórico anhydro, que en estos últimos tiempos se ha empleado para quitar el agua á las sustancias orgánicas , el método espuesto por Marchand nos parece mas apropósito ; en el fondo de una gran cápsula de porcelana se coloca un crisol de la misma naturaleza , y sobre él otra cápsula pequeña tambien de porcelana , ó solamente la tapadera de aquel , con algunos pedacitos de fósforo puro y seco ; cúbrese el crisol con una campana grande de vidrio tubulada , y con un tapon que da paso á dos tubos abiertos , el uno de bastante calibre , y el otro mayor aun ; se hace arder el fósforo , introduciendo al efecto un alambre de hierro hecho ascua por el tubo derecho , retirándole luego. Cuando la combustion de aquel cuerpo ha terminado , se mete por el tubo ancho nueva cantidad del mismo , (fósforo) que inmediatamente se inflama. Si la campana se calienta mucho , es menester dejar enfriar antes de introducirle de nuevo , pues sin esta precaucion podria romperse. Operando de este modo pueden quemarse en muy poco tiempo 125 gramas de

fósforo , y recoger 250 gramas de ácido fosfórico anhydro. Despues de la operacion se desprende el ácido de la campana por medio de una cuchara, y se le aprieta é introduce con prontitud en un frasco que pueda cerrarse herméticamente. Es muy del caso se haga este experimento á presencia de los estudiantes.

El ácido fosfórico anhydro espuesto por algun tiempo al contacto del agua se trasforma en ácido fosfórico tri-hidratado.

Por lo regular se obtiene este cuerpo tratando el fósforo por el ácido nítrico ; el oxígeno de aquel acidifica á este , y se desprende azoe y bi-óxido de azoe. Schonbein ha visto trasformarse el ácido fosforoso en ácido fosfórico, y desprender hydrógeno fosforado. Puédese tambien descomponer el fosfato de amoniaco por el fuego ; en cuyo caso el ácido fosfórico es anhydro ; pero el agua le trasforma en ácido fosfórico ordinario. En fin, puede prepararse descomponiendo el fosfato de barita por el ácido sulfúrico.

Los usos de este ácido son pocos ; empléasele algunas veces tan solo para analizar las piedras preciosas , y en medicina para hacer limonadas.

DE LAS COMBINACIONES DEL AZUFRE CON EL OXIGENO.—Las combinaciones del azufre y oxígeno son cuatro , á saber : *los ácidos hypo-sulfuroso , sulfuroso , hypo-sulfúrico , y sulfúrico.*

ACIDO HYPO-SULFUROSO.—Solo existe combinado con las bases ; pues en el momento se trata de obtenerle , se resuelve ó descompone en azufre y ácido sulfuroso. Está formado de un átomo de azufre y otro de oxígeno. = S O.

ACIDO SULFUROSO.—*Bosquejo histórico.*—Este cuerpo parece debió ser uno de los primeros que se conocieron, pues se forma siempre y cuando se quema el azufre al aire libre, en cuyo caso afecta vivamente nuestros órganos; sin embargo, hasta mediados del siglo XVII no le pudo distinguir Stalh, que le consideró entonces como un cuerpo aparte; pero Lavoissier nos dió á conocer exactamente su naturaleza por el año 1777, habiendo hecho el sencillo experimento de quemar azufre en el gas oxígeno.

Propiedades.—Es un gas invisible, de un sabor fuerte y desagradable, de un olor picante *sui generis*, que escita la tos, oprime el pecho, y sofoca los animales que le respiran. Enrojece en un principio la tintura de tornasol, y despues la vuelve amarilla; su gravedad específica=2,234. El mas alto calor no le descompone; pero el frio le licúa fácilmente, bastando para ello el producido por una mezcla de dos partes de nieve ó hielo y una de sal comun; en este caso es incoloro, transparente, muy volátil, y capaz de entrar en ebullicion á—10°. Al volatilizarse produce un frio tan intenso, que puede solidificar el mercurio, y volver líquido el cloro, amoníaco, y cyanógeno; este último acaba por tomar la forma sólida. El oxígeno no tiene accion sobre él ni á la temperatura ordinaria ni á la elevada.

El hydrógeno y carbono descomponen el ácido sulfuroso á una alta temperatura; en el primer caso resulta agua, azufre, é hydrógeno sulfurado, si aquel se halla en esceso; en el segundo se deposita el azufre, y se forma ácido carbónico ú

óxido de carbono, y aun quizá un poco de sulfuro de esta última sustancia; el cloro líquido le trasforma en ácido sulfúrico, porque amparándose del hidrógeno del agua, el oxígeno de esta se combina con el ácido sulfuroso.

El agua disuelve 37 veces su volúmen de gas sulfuroso á la temperatura de 20° , y presión 0^m 76. Además, el Sr. Larive ha observado que aquel líquido podría formar un hydrato cristalino en el cual el óxido de hidrógeno entrase por cuatro partes, ó sea cuatro veces mas que el peso del ácido sulfuroso. Semejante disolución constituye lo que se llama *ácido sulfuroso líquido*. El cuerpo de que tratamos descompone repentinamente el ácido sulfhídrico, resultando agua y azufre, que queda en el fondo del vaso donde se opera.

El potasio y el sodio descomponen con lentitud el gas de que tratamos á la temperatura ordinaria; pero por poco que se eleve esta, se opera la descomposición con mucha mas velocidad; algunos otros metales parece deban verificarla tambien en iguales circunstancias.

El ácido sulfuroso se forma de un átomo de azufre y dos de oxígeno; exprésase por la siguiente fórmula = SO^2 .

Estado natural. — Preparación. — Este ácido no se encuentra sino en las inmediaciones de los volcanes. Para obtenerle se trata á una temperatura elevada el ácido sulfúrico por el mercurio; el primero se descompone en oxígeno (que forma con el segundo un óxido capaz de combinarse con aquel y dar origen á un sulfato de mercurio), y en áci-

do sulfuroso, que se desprende. Si quemamos el azufre al aire libre, se produce el ácido en cuestion. Empléasele para quitar el color á los tegidos, blanquear la seda, lana, etc.; y en medicina se usa en las fumigaciones, y para curar las enfermedades cutáneas.

Cadet de Vaux ha demostrado que el gas sulfuroso era muy útil para atajar ó detener los incendios en las chimeneas, si se le emplea en un principio, y con tal que el fuego no haya tomado mucho incremento. Para obtener por este medio el mejor efecto, es necesario arrojar en el hogar ó dígase suelo de aquella, y sobre las ascuas, una gran cantidad de flor de azufre, y en seguida tapar lo mejor que sea posible todos los puntos por donde el aire pueda pasar; consíguese esto usando de paños mojados. Se esplica el resultado muy fácilmente; con efecto, al quemarse el azufre produce torrentes de ácido sulfuroso, gas que como se sabe es del todo impropio para la combustion. Debemos procurar se concentre lo mejor posible en el foco del incendio este último fluido aeriforme, á fin de que se apague instantáneamente, precaucion sin la cual el gas perdiéndose por las aberturas no obrará de modo alguno sobre las materias inflamadas.

ACIDO HYPO-SULFURICO — Este cuerpo descubierto por los SS. Gay-Lussac y Welter es líquido, sin color ni olor, susceptible de descomponerse por el calórico en ácido sulfuroso y sulfúrico. No puede existir sin agua, pues si se le concentra demasiado en el vacío, se resuelve del mismo modo

que si fuera tratado por aquel fluido imponderable.

Se compone de 2 átomos de azufre y 5 de oxígeno = $S^2 O^5$.

Se le obtiene haciendo pasar una corriente de ácido sulfuroso al traves del peróxido del manganeso suspendido en agua. El ácido sulfuroso se une á una porcion del óxido y forma los ácidos sulfúrico é hypo-sulfúrico, que se combinan con el referido óxido vuelto al primer grado de oxidacion; se descompone la sal disuelta por la barita, que precipita el ácido sulfúrico, y el óxido de manganeso, formando un hypo-sulfato de barita soluble. Si la barita se halla en esceso, se la quitará por medio de una corriente de ácido carbónico. En fin, se descompone el hypo-sulfato de esta última sustancia por el ácido sulfúrico, que se ampara de ella, y deja al descubierto el ácido hypo-sulfúrico.

ACIDO SULFURICO. (*Aceite de vitriolo. Acido vitriólico.*) — Es el mas interesante de los ácidos; su descubrimiento remonta hasta el tiempo de Basilio Valentin, alquimista de Erfurt, y monge benedictino, que nació el 1394, si bien Lavoissier nos dió á conocer su naturaleza. Hasta el tiempo en que este gran químico se ocupó de su historia, se le consideraba como preexistente en el azufre, cuerpo este último que segun tal opinion se creia formado de aceite de vitriolo y flogístico. Lavoissier demostró muy bien que el *ácido vitriólico* se componia, como el sulfuroso, de azufre y oxígeno, aun cuando en diversas proporciones. El ácido sulfúrico es entre todos los conocidos hasta de ahora el mas útil, ya bajo el aspecto químico, ya bajo el industrial; efectivamente, su energía y baratura le

han hecho indispensable en las artes; su historia presenta las mas íntimas relaciones con las ciencias é industria; de manera que podemos decir con Dumas, que si tuviéramos un cuadro exacto de las cantidades que de él se consumen anualmente en todas las naciones, presentaria sin duda la medida precisa del desarrollo de la industria general en todas ellas.

Preparacion.—Se le prepara de dos modos; y segun que se emplea uno ú otro método, se obtienen dos variedades conocidas en el comercio bajo el nombre 1.º de *ácido de Nordhausen*, 2.º ó *ácido de Francia, de Inglaterra*, llamados simplemente *ácido sulfúrico hidratado*.

El *ácido de Nordhausen* se prepara calentando el sulfato de hierro hasta tanto pierda una parte de su agua de cristalización, y pase al estado de sulfato férrico; se le introduce en seguida en retortas de barro, y se le calienta hasta el rojo blanco. A esta temperatura, el ácido abandona el óxido férrico, y se le recibe en un recipiente de vidrio adaptado antes á la referida retorta. Este ácido ofrece dos modificaciones, á saber: 1.ª *anhydro*; 2.ª *hydratado*.

Acido anhydro.—Se le obtiene calentando á fuego manso el de Nordhausen en una retorta que tenga un recipiente adecuado y bien seco. Primero fluye ácido acuoso, despues un producto que cuando llega á enfriarse hasta bajo de $+ 18$ se reúne en una masa de pequeños cristales incoloros semejante al abesto. Si se le espone al aire esparce un humo espeso; á $+ 18$ se liquida, y á $+ 20$ su densidad es de 1,97. Se volatiliza á algunos

grados sobre su punto de fusion. Tiene tal afinidad con el agua que cuando se la vierte en pequeña cantidad en el líquido de que tratamos, produce un ruido semejante al que se percibe sumergiendo un hierro incandescente. El ácido de Nordhausen tiene un empleo particular, cuyas ventajas no ofrece el ordinario, y es que disuelve el indigo empleado en la tintura de las lanas, conocido con el nombre de *azul de Sajonia*.

El ácido sulfúrico anhydro se compone de 1 átomo de azufre y 3 de oxígeno = $S O^3$.

ACIDO SULFURICO ACUOSO Ó HYDRATADO. (*Acete de vitriolo.*) — *Propiedades.* — Este ácido siempre líquido, blanco, inodoro, de una consistencia oleaginosa, enrojece muy mucho la tintura de tornasol, y ofrece una densidad 1,842. Es uno de los cáusticos mas enérgicos; con efecto, desorganiza al momento todas las sustancias animales y vegetales con quienes se le pone en contacto; es tambien otro de los venenos mas activos.

Sometido á un frio de 10 á 12°, se congela y cristaliza, á no ser que se halle dilatado en agua, en cuyo caso puede operarse dicho fenómeno, pero á 0°. Si se le calienta poco á poco, se dilata, hierve y evapora sin descomponerse; pero si se hace atravesar su vapor por un tubo incandescente, se descompone del mismo modo que el ácido sulfúrico seco.

El oxígeno y aire no le alteran; se amparan sí de la humedad que puedan contener; no puede negarse que el aire atmosférico le comunica un color negruzco al cabo de cierto tiempo; pero tal fenómeno se debe á las sustancias orgánicas que

aquel (aire) contiene, y que se descomponen en agua (la cual se combina al ácido) y en carbono, que le da el color.

El hidrógeno, boro, carbono, azufre, y fósforo no lo descomponen sino á una temperatura mas ó menos elevada, resultando siempre en los dos últimos casos ácido sulfuro y oxígeno, que se une al metaloide; lo mismo sucede aun en las otras ocasiones si este último no se halla en gran cantidad; pero si lo está, puede muy bien el ácido sulfuroso descomponerse en oxígeno, que se combina al indicado metaloide, y en azufre, que muchas veces lo verifica con el cuerpo descomponente.

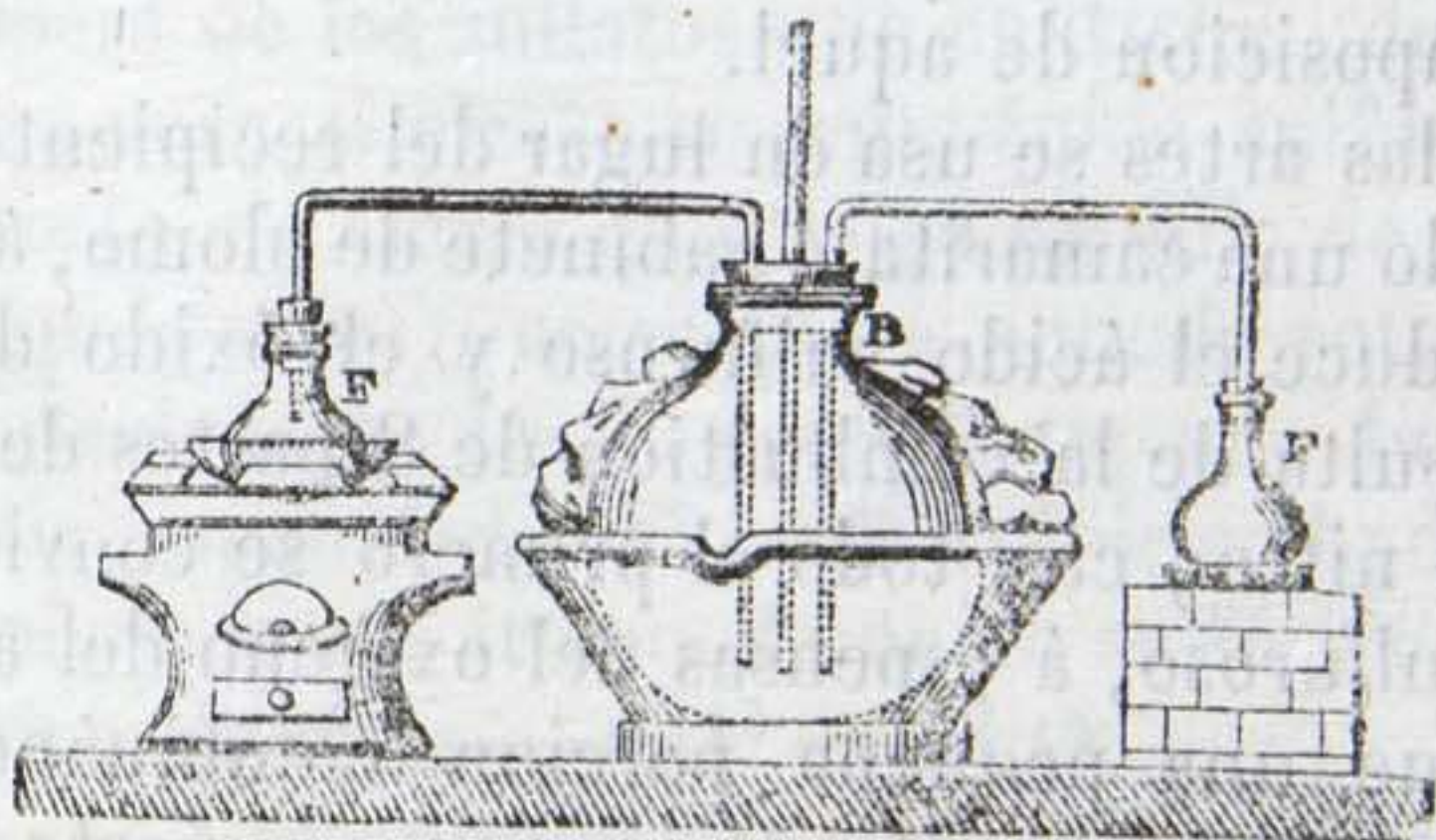
El ácido sulfúrico hidratado se une al agua con desprendimiento de mucha cantidad de calórico y disminucion de volúmen. El calor producido es tal, que un termómetro sumergido en una mezcla de 4 partes de ácido y una de agua sube á 105° ; si en vez de este último líquido nos servimos de nieve ó hielo en iguales proporciones, aquel instrumento subirá aun mas; pero si se invierten estas últimas en la mezcla, entonces el termómetro descien- de á -17° . Si el ácido se halla dilatado en agua, sucede que al calentarle abandona un exceso de este último líquido hasta tanto que no contenga sino un solo átomo, en cuyo caso se volatiliza.

Los metales le descomponen con mucha facilidad, unos á la temperatura ordinaria, otros por medio del calórico, produciendo sulfatos, y ácido sulfuroso que se desprende. El potasio, sodio, zinc, y manganeso son los únicos que le descomponen á la temperatura ordinaria.

En los laboratorios se prepara el ácido sulfúrico

acuoso del modo siguiente. Se toma un recipiente B (fig. 28) lleno de aire, y cerrado con un tapon que tenga tres agujeros; dos para poner igual número de tubos encorvados, y el otro para un tubo recto, que sirve para dar paso al aire siempre

Fig. 28.



y cuando se quiera; aquellos comunican dos las dos ampollitas F F; de una de ellas se desprende deutóxido de azoe, y de la otra gas ácido sulfuroso. Tan luego como los gases húmedos llegan al recipiente, el aire cede su oxígeno al deutóxido de azoe, trasformándole en ácido hypo-nítrico; una parte de este se descompone por el sulfuroso, que se convierte en ácido sulfúrico, en cuyo caso se une con una cierta cantidad de ácido nitroso y agua para formar cristales blancos, que en un principio se adhieren á las paredes del recipiente y luego descomponen el agua sobrante; el ácido sulfúrico se disuelve, y se desprende deutóxido de azoe y ácido hypo-nítrico, sobre quienes vuelven á obrar de nuevo el aire y ácido sulfuroso. La fórmula de los cristales es la siguiente: $G S O^3 \div 2$

$N^2 O^2 + 4 H^2 O$. Contienen menos cantidad de agua que el ácido sulfúrico hidratado.

Hemos visto como el azufre no puede combinarse directamente con el oxígeno sino en una proporción tal que forme ácido sulfuroso; mas por medio del agua puede quitar al ácido hypo-nítrico cantidad suficiente de oxígeno para convertirse en sulfúrico; en cuyo caso se desprende el azoe que resulta de la descomposición de aquel.

En las artes se usa en lugar del recipiente antes indicado una cámarita ó gabinete de plomo, á donde se conduce el ácido sulfuroso y el óxido de azoe que resulta de la combustion de 8 partes de azufre y 1 de nitro; casi todo el primero se convierte en ácido sulfuroso, á espensas del oxígeno del aire, al paso que una pequeña porción combinándose al oxígeno del ácido nítrico, que se convierte en bi-óxido de azoe, pasa al estado de ácido sulfúrico, que se une á la potasa del nitro. Hallándose en contacto el bi-óxido de azoe y ácido sulfúrico con el aire y humedad existentes en el gabinete, sucede que vuelven á obrar uno sobre otro del mismo modo que en el aparato anterior, y forman cristales, que se disuelven en el agua contenida en el suelo de la referida cámara, que debe estar construida en un poco de inclinación para que pueda correr el ácido sulfúrico.

Por estos medios se obtiene un líquido de 40 á 45° areómetro de Baume, en cuyo caso se le recoge, aun cuando no está todavía puro, pues contiene agua, ácidos sulfuro y nitroso, y sulfatos de hierro, plomo, potasa y cal. Se vierte dicho líquido en una caldera de plomo, se le calienta, y los áci-

dos nitroso, sulfuroso, y una cierta cantidad de agua son eliminados al momento; y cuando llega á 50° se le calienta en retortas de barro hasta que marque 66°. Esta concentracion presenta muchas mas ventajas si se hace en una caldera de platina. El ácido que se obtiene es de un color claro, y consistencia oleaginosa; en este estado se le puede ya emplear en las artes; pero para usarle en química se le separa de los sulfatos que contiene, destilándole otra vez; al efecto se pone ácido sulfúrico en una retorta de vidrio que tenga un hilo de platina (que impide salte); se adapta á aquella retorta un recipiente de largo cuello pero sin tapon ni betun, y se destila con cuidado. El ácido sulfúrico hidratado se compone de un átomo de ácido sulfúrico anhidro y otro de agua = $\text{SO}^3 + \text{H}^2 \text{O}$.

Usos. — Los químicos se sirven con frecuencia del ácido sulfúrico como reactivo; aprovecha tambien para elaborar casi todos los ácidos; se le emplea igualmente en la fabricacion de la sosa artificial, y alumbre, copelacion de la plata, sacarificacion de la fécula; en una palabra, casi todas las operaciones de laboratorios y manufacturas necesitan directa ó indirectamente el cuerpo de que se trata. Por último, algunas gotas del mismo puestas en un vaso de agua forman la limonada mineral, tan útil en una porcion de circunstancias.

COMBINACIONES DEL SELENIO CON EL OXIGENO. — Si llenamos de mercurio una campana encorvada y se introduce en ella gas oxígeno y selenio, y se calienta la mezcla á la lámpara de espíritu de vino, este cuerpo arde con una luz dé-

bil; quedando un gas (*óxido de selenio*) de un olor de coles podridas, incoloro, sin acción sobre la tintura de tornasol, poco soluble en el agua, á cuyo líquido comunica sin embargo su olor; luego aparece un cuerpo en forma de cristales blancos, inodoros, ácidos, volátiles, capaces de atraer la humedad del aire, y muy solubles en el agua; es *el ácido selenioso*, que corresponde al sulfuroso.

ACIDO SELENICO. — Semeja mucho al sulfúrico; es líquido como este, inodoro, incoloro, y de consistencia oleaginosa; su densidad es de 2,6. Calentado hasta 28° se descompone en oxígeno y ácido selenioso; atrae la humedad del aire, y retiene siempre el agua.

COMBINACIONES DEL IODO Y OXIGENO. — El iodo combinándose con el oxígeno da origen á compuestos, cuyo número no es del todo conocido. El señor Sementini admite un óxido de iodo, y un ácido iodoso; el señor Mistcherlich admite igualmente este último. En cuanto al ácido hyperiodico ha sido descubierto en estos últimos tiempos por Magnus. El ácido iodico es el que mejor se ha estudiado.

ACIDO IODICO. — Débese su descubrimiento al señor Gay-Lussac; es sólido, blanco, inodoro, de sabor ágrío y astringente; enrojece la tintura de tornasol que destruye en seguida; y es mas pesado que el ácido sulfúrico. El calórico le resuelve con facilidad en oxígeno y iodo. Quema con detonacion la mayor parte de los metaloides. Los ácidos poco oxigenados le descomponen, pasando á un grado mas alto de oxigenacion; espuesto al aire se hace

delicuescente, en cuyo caso es muy soluble en el agua. Fórmase de 2 átomos de iodo y 5 de oxígeno = $I^2 O^5$.

Se le puede obtener tratando el iodo por una mezcla de ácido azoótico é hypo-azoótico; estos cuerpos son descompuestos, combinándose su oxígeno con el iodo, y desprendiendo deutóxido de azoe; durante la reaccion se puede ver como se depone poco á poco el ácido iodico. Se le recoge y disuelve en agua pura, despues se le añade ácido nítrico concentrado, que amparándose del agua, precipita al ácido puro.

ACIDO HYPER-IODICO. — Corresponde al ácido perclórico, y se forma como él de 2 átomos de iodo y 7 de oxígeno = $I^2 O^7$.

Este cuerpo solo se obtiene del modo siguiente: disuélvese iodato de potasa, y se añade ademas potasa cáustica; se hace pasar una corriente de cloro, y este al formar cloruro de potasio opera el desprendimiento del oxígeno de aquella, que se combina con el iodato, y constituye el hyper-iodato de dicha sustancia, que se precipita en pequeños cristales.

Para obtener este ácido es necesario trasformar el hyper-iodato en hyper-iodato neutro de plata, á cuyo efecto se mezcla una disolucion de aquel con otra de nitrato de esta última sustancia, y al momento se obtiene un precipitado de hyper-iodato de plata con exceso de esta última; viértese sobre el precipitado ácido nítrico débil, que disuelve el exceso de óxido, y deja al estado neutro el hyper-iodato de plata.

Por último, solo resta tratar esta sal de plata

por el agua, que la descompone en ácido hyper-iódico libre y en hyper-iodato básico insoluble, que se separa. Evapórase la disolución ácida, y luego que se enfria se deponen los cristales.

Este ácido no es delicuescente; el calórico le descompone en oxígeno y iodo; el ácido clorhídrico le resuelve asimismo, trasformándole tan solo al estado iódico.

ACIDO BROMICO. — Se halla aun muy poco estudiado, y no se le emplea; por cuyas causas no nos detendremos en su examen.

COMBINACIONES DEL CLORO Y OXIGENO. — Estos cuerpos dan lugar á cuatro compuestos conocidos, á saber: el ácido hypocloroso, el deutóxido de cloro, el ácido clórico, y el hyperclórico. No ha mucho que aun se admitia un protóxido de cloro; pero las reacciones que presentaba con el agua, y protocloruro de mercurio, y sobre todo la contracción de sus principios, quitaron toda clase de duda con respecto á su verdadera y positiva existencia. Además, despues que las investigaciones de Balard sobre el ácido hypocloroso, que han probado como este posee igual composición á la que se atribuía á este pretendido protóxido de cloro, no admiten ya los químicos su existencia.

ACIDO HYPOCLOROSO. — Se creyó mucho tiempo que el ácido formado al pasar una corriente de cloro en una disolución de potasa ó sosa era el deutóxido de cloro; mas el señor Balard ha demostrado como el ácido que ha podido aislar correspondia al hyposulfuroso compuesto de 2 átomos de cloro y uno de oxígeno = $\text{Cl}^1 \text{O}$.

El ácido hypocloroso es un gas de un color ama-

rillo mas oscuro que el cloro , de un olor vivo y penetrante análogo al de este último cuerpo; espuesto á la influencia de los rayos solares , se descompone sin detonacion ; una luz difusa no le altera lo mas mínimo ; y sometido á un calor algo elevado detona fuertemente produciendo una luz viva. Casi todos los metaloides le descomponen ; el hydrógeno á una temperatura algo elevada , el carbono á la ordinaria y con detonacion ; lo mismo sucede con el azufre , fósforo y arsénico ; tan solo el cloro se combina con el metaloide para formar un cloruro , al paso que no se opera tal fenómeno con el carbono. El iodo y bromo le descomponen , aunque con lentitud. Casi todos los metales la verifican asimismo, unos con detonacion , otros sin ella, pero formando en todos casos un cloruro y un óxido.

El agua disuelve muy mucho este ácido , cuya disolucion si es concentrada no puede conservarse sin mucha dificultad.

El cuerpo de que tratamos es uno de los oxigenantes mas poderosos que se conocen ; por cuya causa obra con la mayor energía sobre los colores vegetales ; con efecto , su oxígeno roba el hydrógeno á la materia colorante , por cuyo acto se produce la decoloracion.

Para obtenerle se pone en un frasco bi-óxido de mercurio dilatado en agua con cloro gaseoso. Se agita la mezcla , y el gas se absorve , produciéndose bi-óxido-cloruro de mercurio insoluble , y ácido cloroso al estado de disolucion ; solo resta destilarle en el vacío. Para obtenerle al estado de gas se le pone en contacto con azoato de cal seco ; esta sal se ampara del agua, y deja al gas en descubier-

to; no se emplea sino al estado de hypóclorito.
DEUTOXIDO DE CLORO.—Este óxido, que es gaseoso, fue descubierto por Davy, y despues estudiado por Federico Stadion. Creyóse largo tiempo era el único que se encontraba combinado con las bases en los cloruros de óxidos; y de aquí le vino el nombre de *ácido cloroso*.

Este gas es amarillo; su olor aromático, y diverso del del cloro; destruye la tintura de tornasol sin enrojecerla; su densidad=2,3155. Puede volverse líquido como otros muchos gases. Espuesto al calor del agua hirviendo detona, y se trasforma en cloro y oxígeno; el agua le disuelve con facilidad. No puede combinarse con los gases sin descomponerse antes; unido á la potasa forma siempre un hypoclórito, un clorato, y un cloruro; compónese de un átomo de cloro, y dos de oxígeno = Cl O². Puede obtenérsele tratando el clorato de potasa fundido por el ácido sulfúrico dilatado; se calienta ligeramente, y el gas se desprende; el sulfúrico deja al descubierto al clórico, que se resuelve en deutóxido de cloro y oxígeno; este se une á una parte del ácido clórico y potasa para formar hyperclorato de esta última sustancia. A este experimento acompañan por lo regular algunas detonaciones. No tiene usos.

ACIDO CLÓRICO.—Fue descubierto por Berthollet, si bien combinado con las bases. Gay-Lussac ha sido el primero que consiguió aislarle.

Este ácido es líquido, incoloro, inodoro, de un sabor muy ágrío; enrojece primero la tintura de tornasol, y despues le quita el color. Puede concentrarse sin descomponerse; pero si se trata

destilarle se trasforma en cloro y ácido hyperclórico. Se une muy bien á las bases para formar sales, cuyas propiedades son muy dignas de atencion. Si se le concentra hasta tanto tome un tinte amarillento, posee entonces la propiedad de descomponer el alcohol, y robándole el hydrógeno le trasforma en ácido acético; del mismo modo obra sobre los éteres; si se le vierte sobre papel de añafea seco, se inflama al momento.

Se forma de 2 átomos de cloro, y 5 de oxígeno = $\text{Cl}^2 \text{O}^5$. Se le obtiene ordinariamente disolviendo el clorato de barita en el agua, y descomponiéndole por el ácido sulfúrico; este se ampara de la barita, y deja al descubierto el ácido, que se separa del precipitado, y concentra mediante un suave calor.

ACIDO HYPERCLÓRICO (*Acido clórico oxigenado.*)—Fue descubierto por el conde de Stadion; es líquido, incoloro, sin olor, y enrojece el tornasol sin destruirle. Espuesto á un calor moderado, pierde el exceso de agua que puede contener, y se volatiliza sin descomponerse á 140° ; no le resuelve ni el ácido clorhydrico ni el sulfúrico, cuya circunstancia le distingue del clórico; no enturbia lo mas mínimo la disolucion de azoato de plata, y se combina muy bien con las bases. Este ácido es un excelente reactivo para distinguir la potasa de la sosa, pues con la primera forma una sal muy poco soluble, al paso que con la segunda constituye otra que lo es en gran manera. Contiene 7 átomos de oxígeno y 2 de cloro, $\text{Cl}^2 \text{O}^7$. Se le obtiene calentando en una retorta el hyperclorato de potasa con el ácido sulfúrico; este se ampara de

aquella (potasa), forma un sulfato fijo de dicha sustancia, y deja libre ó al descubierto al ácido hyperclórico, que se volatiliza, y va á parar á un recipiente.

Concentrando este ácido hasta tanto exhale vapores blancos, y destilándole en seguida con cuatro ó cinco veces su volúmen de ácido sulfúrico tambien concentrado, se le puede obtener bajo la forma de largos cristales, que se funden á los 45° , y atraen mucho la humedad del aire, esparciendo al propio tiempo densos gases; cuando se le vierte en el agua despues de fundirle, produce al caer un ruido semejante al que resultaria de la inmersión de un hierro incandescente.

COMBINACIONES DEL AZOE Y OXIGENO.—Aunque el primero de estos cuerpos tenga poca afinidad con el segundo, se conocen sin embargo cinco de ellas, á saber: el protóxido de azoe, el bi-óxido de dicha sustancia, el ácido azooso, el ácido hypo-azootico, y el azootico. De estos cuerpos tan solo el segundo, cuarto, y quinto fijarán nuestra atención.

PROTOXIDO DE AZOE. (*Oxido de azoe, óxido nitroso, gas nitroso deflogisticado, oxidulo de azoe, gas que alegra.*) — Este gas, descubier- to por Priestley, es incoloro, sin olor, de un sabor un poco azucarado, y de una densidad = 1,5269. Si se le comprime y enfria al mismo tiempo se vuelve líquido; sostiene muy bien la combustion, y enciende las bugías que presenten algunos puntos en ignición.

Espuesto á una temperatura elevada se trasforma en azoe, y ácido hypo-azootico. El oxígeno del

aire no le altera en lo mas mínimo ; casi todos los metaloides le descomponen , robándole su oxígeno ; es poco soluble en el agua , cuyo líquido disuelve la mitad de su volúmen. Ciertas personas que le han respirado experimentaron una alegría extraordinaria , y una risa insólita ; de aquí es que le dieron el nombre de *gas que alegra* ; pero en otros sugetos produjo embriaguez , cefalalgia , y síncope , y aun la asfixia. Este gas se compone de 2 átomos de azoe y 1 de oxígeno= $Az^2 O$. Obtínesele calentando suavemente el azoato de amoníaco ; el hidrógeno de este último se combina con una gran parte del oxígeno del ácido , mientras que el azoe del amoníaco y el del ácido , combinado con cierta cantidad de oxígeno , constituye el gas protóxido de azoe. No tiene usos.

BI-OXIDO DE AZOE. (*Gas nitroso , óxido nítrico , óxido de azoe.*)—Este gas , descubierto por Hales y estudiado por Priestley , Davy , y Gay-Lussac , es incoloro , y sin acción sobre el tornasol ; su olor y sabor no les podemos conocer , pues tan luego como se pone en contacto con el aire , pasa al estado de ácido hypo-azotico , esparciendo vapores rojos. Apaga los cuerpos en combustion , y asfixia á los animales que lo respiran. La mayor parte de los metaloides le descomponen. El agua disuelve la vigésima parte de su volúmen ; se compone de 2 átomos de azoe y otros 2 de oxígeno= $Az^2 O^2$. No se encuentra en la naturaleza ; se le obtiene poniendo limaduras de cobre , ó un poco de mercurio en contacto con el ácido azotico ; este , perdiendo parte de su oxígeno , que oxida entrambos metales , pasa al estado de bi-óxido de

azoe, que se desprende, mientras tanto el óxido formado se combina con una parte del ácido azoótico.

ACIDO AZOOSO.—Poniendo en contacto (segun Gay-Lussac) una disolucion de potasa con el bi-óxido de azoe y un poco de oxígeno, se forma un ácido llamado *azooso*, y compuesto de 2 átomos del primero y 3 del segundo. No puede aislársele por la propiedad que tiene de descomponerse en bi-óxido de azoe y en ácido hypo-azoótico, ó azoótico, siempre y cuando se intenta separarle de sus combinaciones.

Sin embargo, parece que, segun la opinion de los SS. Berzelius y Mitscherlich, haciendo obrar al bi-óxido de azoe sobre el ácido hypo-azoótico, se trasforman entrambos en ácido *azooso*, segun la equacion siguiente. $Az O^4 + Az O^2 = 2 Az^2 O^3$. Este líquido, que es muy volátil, ofrece un color verde azulado.

ACIDO HYPO-AZOOTICO. (*Gas ácido nitroso. Acido nitroso-nítrico. Vapores nitrosos.*)—Segun Peligot (Anales de química, mayo de 1841) parece cristaliza este cuerpo en prismas incoloros, que se funden á—9°. A la temperatura ordinaria forma un líquido anaranjado que hierve á los 22°; si contiene una cantidad de agua, aunque muy pequeña, posee las propiedades siguientes reconocidas por Dulong: es líquido, de un color que varía segun es la temperatura, amarillo-anaranjado de 15 á 28°, amarillo-leonado á 0°, casi incoloro á—10°, y sin matiz alguno á—20°; toma el aspecto de una masa blanca bajo de—40°. Tiene un sabor cáustico, un olor muy fuerte y característico, y una den-

sidad = 1,451. Enrojece muy mucho la tintura de tornasol, mancha la piel de amarillo, y la desorganiza.

Sometido á la temperatura de 28° , hierve y forma lo que se conocemos con el nombre de *gas rutilante*, que se produce aun á la temperatura ordinaria; este ácido es el que se forma tan luego se ponen en contacto el oxígeno y bi-óxido de azoe. No puede respirarse, pues al efectuarlo experimentan los animales una opresion de pecho é incomodidad insoportables.

El oxígeno y el aire no le alteran en nada, á menos que no estén húmedos, en cuyo caso se produce una corta cantidad de ácido azootico. Casi todos los cuerpos combustibles le resuelven, amparándose de una mayor ó menor cantidad de su oxígeno.

Puestos en contacto este ácido y el agua ofrecen fenómenos dignos de notar. Con efecto; si se le agita en una gran porcion de dicho fluido se trasforma casi totalmente en bi-óxido de azoe, que se desprende, y en ácido azootico, que queda disuelto en el líquido, si bien unido á un poco de ácido hypo-azootico no descompuesto. Si la cantidad de agua es corta, entonces se desprende poco gas, y el fluido adquiere un color verde-oscuro. Por último, si vamos añadiendo al agua, pero poco á poco, diversas cantidades de azoe, se verá como el desprendimiento del bi-óxido de azoe, producido por el mismo peso del ácido, decrece hasta tanto no se verifique, y sin embargo el líquido continúa absorviendo ácido hypo-azootico. En este experimento el agua va adquiriendo sucesivamente

un color azul-verdoso y amarillo-anaranjado ; variaciones análogas á las que se verifican si se hace pasar una corriente de bi-óxido de azoe por el ácido azootico mas ó menos concentrado.

Puesto en contacto con el ácido sulfúrico concentrado , pero á la temperatura ordinaria , se descompone en ácido azootico , reteniendo un poco del hypo-azootico , y en azooso , que se combina con el sulfúrico para formar cristales semejantes á los de que hablamos , tratando de este último cuerpo.

Al disolverse en el ácido azootico le da un color amarillo. Cada vez que se le combina con las bases se descompone y forma con ellas azoatos y azoitos.

Segun los últimos experimentos de Peligot , parece que este ácido puede formar combinaciones definidas con las bases , y en particular con el protóxido de plomo ; pero esta sal resulta tambien de la union del nitrato y nítrito de plomo básico , como admite Berzelius.

Compónese de 2 átomos de azoe , y 4 de oxígeno = $Az^2 O^4$, ó $Az O^2$. El mejor medio para obtener este ácido es calentar en una retorta cierta cantidad de azoato de plomo seco ; se hace llegar el gas á un pequeño recipiente rodeado de hielo y sal ; por medio del calórico se separa el ácido azootico del azoato , pero le descompone en oxígeno y ácido hypo-azootico anhydro.

ACIDO AZOOTICO. (*Acido nítrico , agua fuerte , espíritu de nitro.*) Este cuerpo fue descubierto en 1325 al destilar el nitro con la arcilla , Raymundo Lulle , célebre alquimista , y que fue á la

vez fraile, químico, y médico. Empezó repetidos viajes á Francia, Inglaterra, Alemania, Italia y Africa, donde fue apedreado al predicar el cristianismo. Viajando sin cesar, halló medio de escribir en casi todos los países no solo sobre química, si tambien de medicina y teología. Dió grande impulso á la primera de estas ciencias, valiéndose mucho del alambique como medio muy apropiado, y llamando la atencion de los sábios sobre los productos volátiles y descomposicion de los cuerpos. El ácido azoótico fue distinguido por Scheele del hypo-azoótico, con quien se confundió hasta entonces. Pero su naturaleza química no se fijó con exactitud hasta el año 1784, gracias á los experimentos de Cavendish.

Propiedades. — El ácido azoótico mas concentrado es líquido, blanco, oloroso, muy ágrío, y corrosivo; mancha la piel de amarillo, y la desorganiza al momento; enrojece fuertemente la tintura de tornasol; y su gravedad específica es = 1,554. Es uno de los venenos mas enérgicos.

Sometido á una temperatura de 86°, entra en ebulicion, se volatiliza, condensa, y toma color, mediante una corta cantidad de ácido hypo-azoótico que resulta de la descomposicion de una cierta dosis de ácido azoótico. Espuesto al calor rojo se descompone del todo y trasforma en ácido hypo-azoótico, y oxígeno. A un frio de 50° se solidifica y adquiere consistencia de manteca. Los rayos solares le descomponen, si el ácido está concentrado hasta cierto punto; en cuyo caso se desprende oxígeno, y produce el ácido hypo-azoótico, que da un color moreno al de este último nombre. Segun

Gay-Lussac , no le hace tomar matiz alguno , si su densidad es solo de 1,32. Este ácido no tiene accion alguna sobre el aire ni oxígeno seco ; pero si están húmedos esparce vapores á consecuencia de la combinacion del ácido con parte del agua.

El mayor número de cuerpos combustibles le descomponen , quitándole una dosis de oxígeno tanto mayor cuanto mas pronunciada fuere su afinidad, mayor la dosis, y mas elevada la temperatura; motivo por el cual se obtiene unas veces ácido hypo-azoótico , otras bi-óxido ó protóxido de azoe, y en ocasiones azoe libre. El agua disuelve toda proporcion de ácido azoótico , con desprendimiento de calórico ; esta disolucion ofrece las mismas propiedades que el ácido concentrado , con sola la diferencia de que obra con menos energía.

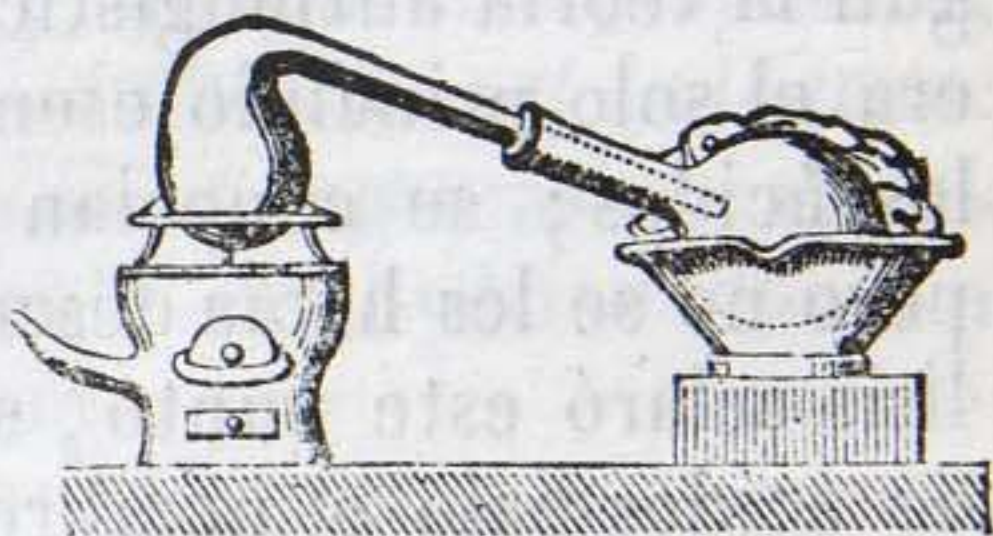
No pudiendo existir sin agua el ácido azoótico, sucede que tan luego como se le mezcla con un cuerpo cuya afinidad para con aquel fluido sea algo considerable , se opera un desprendimiento de ácido hypo-azoótico y oxígeno debido á la descomposicion del referido ácido. Tal es el modo de obrar del sulfúrico concentrado , y probablemente del fosfórico. El bi-óxido de azoe se disuelve en el ácido azoótico , y le da un matiz verde ó amarillo , si este último no está concentrado, es decir, el ácido y moreno si lo está ; si se calienta la disolucion , solo se desprende ácido hypo-azoótico , porque el bi-óxido amparándose del oxígeno de una parte del ácido azoótico , la trasforma en ácido hypo-azoótico. Al tratar del ácido clorhydrico veremos la accion que ejerce este último sobre el azoótico para formar el agua regia.

Composicion. — Se forma de 2 átomos de azoe y 5 de oxígeno. = $A Z^2 O^5$; pero como el mas concentrado contiene siempre un átomo de agua. Se designa por la fórmula $Az O^5 + H^2 O$.

El ácido azoótico no existe en la naturaleza sino combinado con la magnesia, cal, sosa, y potasa.

Preparacion. — Se le prepara destilando en una retorta 6 partes de azoato de potasa con una de ácido sulfúrico del comercio, ó mejor aun dilatado en agua, y se adapta al aparato un recipiente frio (fig. 29). Si el ácido esta concentrado,

Fig. 29.



se ven aparecer al principio de la operacion unos vapores rutilantes debidos á la circunstancia de que el poco ácido azoótico puesto al descubierto es privado de agua por el exceso de ácido sulfúrico; despues el ácido pasa sin color, y se le recoge aparte. Por último, al final de la operacion vuelven á aparecer los indicados vapores, en vista de que la mezcla no contiene bastante agua para suministrar al ácido nítrico, que se desprende, el átomo que de dicho fluido necesita para su formacion. Si el ácido estuviere dilatado, hay menos vapores rutilantes, con tal que la sal de nitro no contenga cloruro, en cuyo caso el ácido clorhydrico puesto al descubierto obraría sobre el ácido nítrico, produciendo el mismo fenómeno que en la preparacion del agua régia. Se le purifica mediante una corta dosis de azoato de plata, que se ampara del

cloro y ácido sulfúrico que contiene con frecuencia el ácido azoótico.

§. IV. De los hydrácidos.

El hydrógeno combinándose con el fluor, cloro, bromo, iodo, azufre, y selenio, da lugar á compuestos de propiedades eminentemente ácidas. Según la teoría antiflogística se creyó que el oxígeno era el solo principio esencial para la formación de los ácidos; se conocían si, muchos hydrácidos, pero no se les habia descompuesto. Cuando la análisis aclaró este punto, se formó un nuevo grupo de ácidos bajo el nombre de *hydrácidos*; pero esta seccion no puede subsistir, pues que no es aquel cuerpo quien da á estas combinaciones el caracter de acidez, sino el otro elemento de su combinación. Véase con cuanto motivo se ha cambiado su nomenclatura, diciendo en lugar de ácido hydroclórico, hydródico, &c., ácido clorhydrico y iodydrico. Los hydrácidos son generalmente solubles en el agua, pero no hay combinación de estos ácidos con dicho fluido, circunstancia que corresponde á los oxácidos acuosos.

Preparacion. — Solo hay un hydrácido, el clorhydrico que pueda ser producido por el contacto inmediato del radical con el hydrógeno. El modo mas general de obtener estos productos consiste en tomar un cuerpo que contenga el radical del hydrácido con uno de los metales susceptibles de descomponer el agua, y tratar luego esta combinación por medio de un oxácido acuoso. El me-

tal se oxida á espensas del agua, y el hydrógeno en vez de quedar en libertad se combina al estado naciente con el radical puesto al descubierto, y da origen á un ácido, que ó se escapa al estado de gas, ó pasa al recipiente en forma líquida.

Composicion.— Los hydrácidos son unas combinaciones en quienes el hydrógeno se halla en tal proporcion, que uniéndose al oxígeno de un óxido forma precisamente agua y un nuevo compuesto, que estudiaremos bajo el nombre de *sal halógena*. Para entender bien esta teoría pongamos por ejemplo la combinacion del ácido clorhydrico con un óxido; tendremos con efecto

Acido clorhydrico formado	Oxido formado de
de $\left\{ \begin{array}{l} 2 \text{ at. de hydróg unidos á} \\ 1 \text{ id. de cloro con á} \end{array} \right\}$	$\left\{ \begin{array}{l} 1 \text{ at. de oxig.} = 1 \text{ at. de} \\ \text{agua.} \\ 1 \text{ id de metal} = 1 \text{ at. de} \\ \text{cloruro.} \end{array} \right\}$

Esta teoría se aplica á los demas hydracidos.

ACIDO CLORHYDRICO. — (*Acido marino, ácido muriático, espíritu de sal.*) — *Historia.*— De este ácido, conocido ya de los alquimistas, hace mencion Basilio Valentin; sin embargo hasta Glaubero, célebre químico aleman del siglo XVII, no se le estudió bien, indicando ademas dicho sabio un método fácil para estraerle de la sal marina. Cuando Scheele descubrió el cloro, avanzó á decir como el ácido muriático se debia á la union de este gas con el flogístico, y como por esta palabra entendia

él el hidrógeno, se deduce entrevió la composición de este ácido mucho tiempo antes que la esperiencia la hubiera confirmado.

La idea de Scheele fue luego olvidada; y cuando Lavoissier fundó su doctrina sobre la acidez, se consideró al ácido muriático como un oxácido, cuyo radical era aun desconocido hasta la época en que Gay-Lussac y Thenard demostraron componerse de hidrógeno y cloro.

Propiedades. — Es gaseoso, incoloro, de un olor fuerte y picante; espuesto al aire produce vapores blancos; enrojece fuertemente la tintura de tornasol, y apaga los cuerpos en combustion. Su gravedad específica es de 1,247.

Espuesto á un frio de 50° , se condensa, sin cambiar de estado; pero si al propio tiempo se le enfria mas, se puede volver líquido. El mas alto calor no le descompone; lo propio sucede con el aire y oxígeno. Una corriente de chispas eléctricas no le altera sino en parte.

El ácido clorhydrico no tiene accion alguna sobre los metaloides; al contrario, la mayor parte de los metales le descomponen, y algunos á la temperatura ordinaria; tales son principalmente los alcalinos, resultando un cloruro, y gas hidrógeno, que se desprende.

El ácido clorhydrico tiene tanta afinidad para con el agua que en el momento se coloca dicho líquido en una probeta llena de aquel gas, se lanza sobre él como si se hallara en el vacío; asi es que dicho fluido puede cargarse $46\frac{1}{4}$ veces su volúmen.

Acido clorhydrico líquido. — La disolucion en el

agua del gas clorhydrico constituye el ácido del comercio. Se le obtiene haciendo llegar á unos frascos con agua una corriente de gas clorhydrico, que se disuelve muy bien en dicho líquido. Al efecto, nos servimos del aparato de Wolf, descrito en la pág. 90.

Este ácido concentrado y líquido es blanco, muy cáustico, y de un olor insoportable; enrojece la tintura de tornasol; es de una densidad igual á 1,208; y esparce cuando está sin agua unos vapores blancos, si se le pone en contacto con el aire. Mezclado con el ácido azotico, se obtiene un líquido rojo-amarillo, conocido con el nombre de *agua régia*, por la propiedad que tiene de disolver el oro, *rey de los metales*. Es una mezcla de ácidos azotico y clorhydrico no descompuestos, de ácido hypo-azotico, cloro, y agua disueltos en aquellos dos ácidos; con efecto, el nítrico se descompone en hypo-azotico y oxígeno, que se combina con el hidrógeno del clorhydrico para formar agua; de aquí la presencia del cloro en el líquido.

Composicion. — El ácido clorhydrico resulta de la combinacion de un átomo de cloro y otro de hidrógeno. H Cl.

Estado, preparaciones — Se dice existe en las aguas del rio-vinagre. Se le prepara muy fácilmente, vertiendo ácido sulfúrico sobre cloruro de sodio, y calentando la mezcla; el gas desprendido se recibe en frascos llenos del mercurio. La teoría es fácil de explicar; con efecto, el agua que contiene el sulfúrico se descompone, y su oxígeno se combina con el sodio, formando sosa, de que se am-

para aquel para constituir sulfato de dicha sustancia; su hidrógeno se une al cloro del cloruro para formar ácido clorhídrico.

Usos.—Este ácido es de un grande empleo en las artes; de él nos servimos también en química como reactivo. Antes de que se empleara el cloro para las fumigaciones, aconsejó Guiton de Morveau el gas clorhídrico para dicho efecto. En el crudo invierno del año 1773 se endureció la tierra de tal modo, que no podía abrirse ninguna sepultura en el cementerio de Dijon, lo cual obligó á depositar los cadáveres en la Catedral; cuando luego se les quiso sacar, fue tal infección, que se hizo necesario abandonar la iglesia, cesando de celebrar en ella los divinos oficios. Se emplearon en vano cantidades considerables de aromas y vinagres, pues no se obtuvo resultado alguno favorable. Una fiebre contagiosa se desarrolló en las casas mas cercanas. Guiton de Morveau aconsejó las fumigaciones de ácido muriático; y el resultado fue tan satisfactorio y seguro, que desaparecieron todos los malos olores desde la primera.

ACIDO FLUORHÍDRICO. *Acido hydrofluórico, ó hydro-phórico.*) Le descubrió Scheele, si bien tan solo Gay-Lussac y Thenard le obtuvieron al estado de pureza por primera vez.

Este ácido es líquido é incoloro; enrojece fuertemente la tintura de tornasol; al contacto del aire esparce vapores blancos y muy densos; su olor es acre y picante, y su sabor muy cáustico. Es uno de los cuerpos mas corrosivos, pues desorganiza instantáneamente la piel, produciendo ampollas dolorosísimas.

Espuesto á un frio de 40° , no se congela; hierve á menos de los 30° , formando un gas que el frio vuelve líquido al momento. El oxígeno y el aire no tienen accion alguna sobre él, como tampoco los metaloides. Es muy ávido de agua, de modo que cada gota de ácido produce al caer en dicho líquido un ruido semejante al que resultaria introduciendo un hierro incandescente.

No se han podido aislar todavía los elementos de este ácido; pero se cree hallarse formado de medio volúmen de fluor, y otro medio de hydrógeno por cada uno de vapor fluorhydrico, de que el cloro, bromo, y iodo forman con el hydrógeno semejantes combinaciones.

Se le prepara tratando por medio del calórico el fluoruro de calcio por el ácido sulfúrico; el agua de este se descompone, combinándose su hydrógeno con el fluor para constituir ácido fluorhydrico; su oxígeno se une á la cal, que forma con aquel un sulfato de dicha sustancia. Esta preparacion debe hacerse en vasos de plomo ó plata, en virtud de la propiedad que tiene el ácido fluorhydrico de corroer los de cristal. Sirve el cuerpo de que tratamos para grabar sobre el vidrio. Se le emplea al estado de gas y el de líquido; en el primer caso da unas imágenes opacas, y en el segundo diáfanas. Si se trata de trazar un dibujo, se opera del modo siguiente, empleando el ácido gaseoso. Se vierte sobre el cristal bien seco un barniz compuesto de una parte de trementina y cuatro de cera; se pasa luego un buril sobre el mismo, siguiendo los rasgos del dibujo, y dejando el vidrio al descubierto; colócase luego la placa de vidrio

sobre un vaso de plomo, de donde se desprenda el ácido fluor-hydrico, y al cabo de algunos minutos queda terminada la operacion; basta solo quitar el barniz. Cuando se quiere emplear el ácido líquido, se sigue absolutamente el mismo proceder que para grabar en cobre por medio del agua fuerte. (Véase metales en general, accion del ácido azoótico.)

ACIDO SULFHYDRICO. *Acido hydro-sulfúrico, hydrogéno sulfurado.*)—*Historia.*—Este cuerpo fue obtenido en un principio por Cartheuser y Baumé, estudiado luego por Rouelle, y últimamente por Scheele; al principio se le dió el nombre de *aire fétido*, á causa del pésimo olor que exhala.

Propiedades.—Es gaseoso, incoloro, de un olor y sabor insoportables, y análogos al de los huevos en putrefaccion. Apaga los cuerpos encendidos; enrojece débilmente la tintura de tornasol, y su gravedad específica es de 1,1912. Es el mas deletereo de todos los gases, pues si el aire atmosférico contiene $\frac{1}{1500}$ hace perecer al momento los gorriones; un perro de mediana talla sucumbe en una atmósfera que contenga $\frac{1}{1000}$ de dicho fluido aeriforme, y un caballo cae en un minuto, si el aire encierra $\frac{1}{250}$. A la presencia de este gas en las letrinas se deben los funestos accidentes conocidos con el nombre de *plomo*, que suelen experimentar los desdichados que las limpian.

El ácido sulfhydrico puede liquidarse si se le comprime y enfria. Descompónese en parte en un tubo de porcelana incandescente; el azufre se deposita, y el hydrogéno queda libre. Es probable

que esta descomposicion fuese completa , si la temperatura se elevase suficientemente.

Ni el aire ni el oxígeno tienen accion alguna sobre el ácido sulfhydrico á la temperatura ordinaria ; pero á un cierto grado de calor , le descomponen , formando agua y ácidos sulfuroso y sulfúrico. El cloro , bromo , y iodo le descomponen tambien , amparándose de su hydrógeno , y dejando el azufre al descubierto ; el primero de ellos posee dicha facultad al mas alto grado ; así es que se le emplea con suceso en los casos de asfixia producida por el ácido sulfhydrico ; al efecto basta derramar algunas gotas de vinagre sobre cloruro de cal envuelto en un trapito de lienzo.

El agua puede disolver cerca de tres veces su volúmen de hydrógeno sulfurado , y constituir entonces el ácido sulfhydrico líquido. Empléase para prepararle el aparato de Wolf , ya descrito. Esta disolucion incolora posee las mismas propiedades que el ácido gaseoso. Por medio de la ebulicion pierde su gas, lo mismo que en el vacío ; espuesto al aire tambien , pero se enturbia , porque el oxígeno de este último quema su hydrógeno , y se depone el azufre.

Algunos ácidos oxigenados pueden descomponer el sulfhydrico , mediante la union de su oxígeno con el hydrógeno , que forma agua , quedando el azufre en la parte inferior del vaso donde se haga el experimento. Esto sucede con los ácidos iódico , brómico , clórico , azoótico , sulfúrico , etc.

La mayor parte de los metales pueden por medio del calórico descomponer tambien el cuerpo de que tratamos , amparándose del azufre , despren-

der el hidrógeno, y dar origen á un sulfuro. En este caso se hallan el potasio y el sodio, que le descomponen á la temperatura ordinaria; los otros no le resuelven sino se la eleva á un cierto grado. Sin embargo, todo el mundo sabe que los huevos cocidos en vasos de plata tienen la propiedad de ennegrecerles, en razon de la corta cantidad de gas sulfhydrico que eliminan. Cuando los metales se hallan disueltos en los ácidos, este gas les precipita, y los depósitos presentan colores bien marcados, regularmente oscuros. Los charlatanes han sabido explotar esta propiedad para fascinar el espíritu crédulo del pueblo que les escucha. Con efecto; escriben de antemano con una disolucion ligera de sal de plomo sus palabras y predicciones sobre un papel blanco, que introducen luego en un poco de gas ácido hydro-sulfúrico, y al momento, ó sea como por milagro, aparecen letras de un moreno oscuro, por haber sido reemplazada la disolucion de plomo por el sulfuro de esta sustancia, que se ha formado.

El mismo efecto se obtiene en la cara de las personas que emplean el blanco de afeite, puesto que la mas mínima emanacion sulfurosa basta para ennegrecer el óxido de bismuto que contiene dicha sustancia.

Estado natural.—El ácido sulfhydrico se encuentra en las aguas sulfurosas; se forma siempre y cuando el azufre encuentre al hidrógeno al estado naciente; de aquí es que los huevos podridos le contienen, como tambien los gases intestinales, etc.

Preparacion.—Se le prepara poniendo en con-

tacto sulfuro de antimonio con el ácido clorhydrico; el hydrógeno de este se une al azufre del sulfuro para formar el gas sulfhydrico, al paso que el cloro se combina con el metal para constituir cloruro de antimonio.

Usos.—Se utiliza como reactivo, y contra las enfermedades de la piel, etc. El Sr. Thenard le ha empleado para matar animales nocivos, como ratas, topos, etc.

Composicion.—Consta de un átomo de azufre y dos de hydrógeno= H^2, S .

POLY-SULFURO DE HYDRÓGENO.—Es líquido á la temperatura ordinaria, de un color amarillo, que tira á veces á verde oscuro. Emblanquece la lengua como el bi-óxido de hydrógeno, y produce un escozor considerable; altera y quita el color á la piel, y destruye el tornasol. Su consistencia varía, pues unas veces es como la de un aceite esencial, y otras cual uno de estos cuerpos crasos, y depende siempre de la mayor ó menor cantidad de azufre; su olor es desagradable y particular; afecta mucho los ojos; su densidad es poco mas ó menos de 1,769. Sometido á un frio de 20° no se solidifica; espuesto á un calor de 60° á 70 comienza á descomponerse; mas al del agua hirviendo la descomposicion es mucho mas rápida; pero en todos casos resulta gas sulfhydrico, y un residuo de azufre. Abandonado á sí mismo produce igual fenómeno, desprendiéndose á veces alguna burbuja de gas. El aire no le altera sino cuando se le acerca una bujía encendida, en cuyo caso se inflama, produciendo agua y ácido sulfuroso.

El carbon bien menudo produce el gas sulfhy-

drico ; lo mismo sucede con la platina , oro , iridio , y algunos otros metales , probablemente sin unirse al azufre.

Los óxidos y sulfuros obran sobre él del mismo modo que sobre el bi-óxido de hidrógeno , ofreciendo fenómenos análogos ; mas lo útil de notar en este cuerpo es la acción de los persulfuros alcalinos , que es muy enérgica ; pues se desprende parte del ácido sulfhídrico , y se precipita el azufre ; de aquí la necesidad de verter el persulfuro alcalino sobre el ácido al prepararle , y no este sobre aquel , porque á medida se forma el polysulfuro de hidrógeno es descompuesto por el exceso de persulfuro alcalino.

Los ácidos lejos de descomponerle le dan como al bi-óxido mayor estabilidad.

Por último , el azúcar , almidon , la fibrina y carne muscular le descomponen igualmente , y se observa como las sustancias animales obran con mas energía que las vegetales.

El agua no le disuelve , al menos sensiblemente ; lo mismo sucede con el alcohol. El eter le disuelve en un principio , y despues le deja deponer cristales de azufre.

Para prepararle se vierte en un gran embudo , cuyo pico esté tapado , ácido clorhídrico disuelto en agua ; despues se le une poco á poco , y agitando la mezcla , polysulfuro de calcio ; el cloro del ácido se une con este último , y forma un cloruro soluble , al paso que el hidrógeno se combina con el azufre para constituir el poly-sulfuro de hidrógeno , que se precipita , y separa , destapando el pico del embudo. La análisis ha dado cantidades

variables de azufre; quizá se pueda obtener un bi-sulfuro, cuya composición sea un átomo de azufre, y otro de hidrógeno = H. S.

ACIDO IODHYDRICO. (*Acido hydriodico*). — Al señor Gay-Lussac debemos el conocimiento de este cuerpo y sus propiedades. Es gaseoso, incoloro, muy agrio, de un olor muy fuerte; enrojece la tintura de tornasol; apaga los cuerpos en combustion, y esparce vapores blancos, puesto que es en contacto con el aire atmosférico. Su densidad = 4,4288. Espuesto al calor rojo, se descompone en parte; mezclado con el aire ú oxígeno, es total la descomposición, formándose agua y iodo al estado de libertad. El cloro y bromo le roban su hidrógeno, y dejan el iodo al descubierto. Se une al proto y sesqui-fosfuro de hidrógeno, y forma un compuesto blanco y cristalino.

Los ácidos sulfúrico y azoótico le descomponen, formando agua á espensas del oxígeno del ácido añadido, y del hidrógeno del iodhydrico; el iodo puesto al descubierto se precipita. Los ácidos clórico, brómico, y iódico, le descomponen tambien.

Muchos metales, cual el potasio, sodio, zinc, hierro, mercurio, etc., operan asimismo igual resultado; y aun á la temperatura ordinaria se desprende hidrógeno y une á aquellos cuerpos.

El agua absorve rápidamente el gas iodhydrico; y cuando la disolución que resulta es concentrada, constituye *el ácido iodhydrico líquido*, que tiene mucha densidad, y exhala un humo dehenso en contacto con el aire atmosférico.

Fórmanse de un átomo de iodo, y otro de hidrógeno = H. I.

Se le obtiene tratando al ioduro de fósforo por una corta dosis de agua; se calienta ligeramente la mezcla, y este fluido se descompone, uniéndose su hidrógeno al iodo para formar el gas iodydrico, que se recoge sobre el mercurio, al paso que su oxígeno se combina con el fósforo para constituir el ácido fosforoso fijo. Se puede con un poco mas de economía obtenerle líquido, haciendo pasar una corriente de gas sulfhydrico al traves de agua que tenga en suspension al iodo; el ácido sulfhydrico cede su hidrógeno á este último, y su azufre se precipita; luego se filtra y concentra el líquido.

ACIDO BROMHYDRICO. — Ofrece igual composicion y las mismas propiedades.

ACIDO CYANHIDRICO. (*Acido hydrocyánico, ácido prúsico*). — Compónese de un equivalente de cyanógeno y otro de hidrógeno. Fórmula: $H^2 C^2 N^2$.

Cuando se destilan con el agua las hojas del alberchigo, laurel-rosa (*prunus lauro-cerasus*), ó de almendros amargos, contiene el líquido destilado ácido cyanhydrico; Schelée fue el primero que consiguió aislar el azul de Prusia, cuerpo tan digno de atencion. Dicho químico sueco, que nació en Straslund en 1742, debe contarse entre los mas esclarecidos sabios; con efecto, hizo muchos é interesantes descubrimientos con solo un pequeño laboratorio de una botica de provincia, cuyos útiles se reducian á un corto número de botellas y unos pocos tubos; esto nos prueba como el génio no siempre necesita un gran

teatro para revelar su poder. El señor Gay-Lussac obtuvo el ácido cyanhídrico puro por medio del siguiente proceder.

Preparación. — Tómese una retorta tubulada (fig. 30), á cuyo orificio se adapte un tubo en forma de S; á la boca de la indicada retorta se embetuma bien otro tubo de vidrio de un metro de largo, poco mas ó menos, cuya estrechidad libre y encorvada se introduce en un frasco, cuidando embetunarle bien para que no pueda salir gas ni líquido alguno. El tercio del último tubo se habrá llenado antes de mármol hecho pedazos, y los otros dos tercios de cloruro de calcio bien seco y concuasado. Se introduce en la retorta, cyanuro de mercurio en polvo y despues se vierte sobre dicho cuerpo ácido clorhídrico concentrado. Es necesario emplear un exceso de cyanuro de mercurio, para que que no pase mucho ácido clorhídrico, que por otra parte es absorbido por el mármol.

Fig. 30.



Calentando suavemente la retorta, sucede que el ácido clorhídrico que destila se condensa en

un principio alrededor del mármol, desde donde se le dirige por medio de un ligero calor al cloruro de calcio, y de aquí al recipiente, que debe estar rodeado de una mezcla refrigerante.

Una porcion de cyanuro de mercurio, obrando sobre otra parte del ácido clorhydrico, forma cierta dosis de ácido cyanhydrico, y percloreuro de mercurio.

Propiedades. — Es un líquido incoloro, de un olor fuerte, y análogo al de las almendras amargas; su densidad es 0,70; hierve á $+ 26^{\circ}$; á $- 15$ se solidifica; á $+ 26$ es gaseoso. La densidad de este gas es 0,9476. Enrojece débilmente la tintura de tornasol. Calentando el azufre en el gas cyanhydrico le absorve, y produce un compuesto sólido, cristalino, soluble en el agua, que no precipita las sales de plomo, pero que forma con los óxidos otras sales particulares. El fósforo le sublima sin descomponer este gas. Sometido á la accion del calórico juntamente con el hierro, se depone carbon, y desprenden dos volúmenes iguales de hydrógeno y azoe. Calentado con el potasio, se forma cyanuro potásico, pues el hydrógeno queda al descubierto. La barita y potasa descomponen al gas cyanhydrico á una alta temperatura con desprendimiento de hydrógeno. Los óxidos fáciles de descomponer lo verifican, espuestos que sean al calor rojo, y los metales se unen al carbono, formando agua, gas ácido carbónico, azoe, y gas óxido de azoe.

El cuerpo de que tratamos es uno de los venenos mas enérgicos que se conocen. Si se vierte

una sola gota de ácido cyanhydrico puro sobre el ojo de un perro vigoroso, cae al momento como si fuera herido de un rayo. Berzelius cuenta que un químico que preparaba este ácido, y á quien le cayó un poco sobre su brazo descubierto, fue víctima al cabo de dos horas. Todos los animales, y aun las plantas perecen á consecuencia de la accion tan deletérea del ácido cyanhydrico.

El mejor antídoto de este pernicioso producto es el amoníaco líquido unido al agua; con él se ha podido restablecer á varios animales envenenados por este ácido, cuando parecian ya muertos. Tambien se emplea para igual objeto el cloro gaseoso.

El ácido cyanhydrico se trasforma en ácido fórmico y en amoníaco, mediante la accion de los ácidos clorhydrico, sulfúrico, etc., y regularmente por otros muchos; de donde se sigue que en la preparacion de aquel, debe procurarse no poner un exceso de ácido clorhydrico.

Otro hecho interesante, y que sirve de prueba al anterior, es que el formiato de amoníaco sometido á la influencia del calórico se trasforma hácia los 180° en agua y ácido cyanhydrico.

El ácido cyanhydrico se descompone muy pronto, formando un depósito de copitos negros.

DE LOS ACIDOS METALOIDICOS QUE NO CONTIENEN NI HYDROGENO NI OXIGENO.

— Dos de ellos merecen fijar nuestra atencion, á saber: *el ácido fluobórico, y el fluosilícico.*

ACIDO FLUOBORICO. (*Flururo de boro, gas fluoborado.*)—Este cuerpo, descubierto por Gay-Lussac y Thenard, es gaseoso, incoloro, de un olor

fuerte y análogo al del ácido clorhídrico ; su sabor es muy ágrico ; su gravedad específica = 2,371 ; por último apaga los cuerpos en combustion, y no puede respirarse.

El fuego, aire, y oxígeno no le alteran lo mas mínimo.

El agua disuelve 700 veces su volúmen ; de donde resulta que el gas es mas soluble.

Se le ha creído en un principio formado de ácido bórico y fluorhídrico ; pero hoy dia ya están de acuerdo los químicos sobre su naturaleza, y se le considera compuesto de fluor combinado con boro.

Se le puede obtener calentando una mezcla de ácido bórico, fluoruro de calcio, y ácido sulfúrico. Se forma al principio ácido fluorhídrico, que en contacto con el bórico se descompone en hidrógeno, que con el oxígeno de este último cuerpo forma agua, y en fluor, que combinándose con el boro, constituye el gas fluobórico. — No existe en la naturaleza, ni tiene tampoco uso alguno.

ACIDO FLOSILICICO. — Es gaseoso, incoloro, de un olor muy fuerte, bastante parecido al del gas clorhídrico ; su densidad es de 3,5755 ; por último, enrojece fuertemente la tintura de tornasol.

El calórico no tiene accion alguna sobre él, como tampoco los metaloides.

El agua le descompone, á cuyo líquido se une el silicio, formando ácido silícico gelatinoso, y el fluor se ampara del hidrógeno para constituir ácido fluorhídrico.

Se forma de 6 átomos de fluor, y 1 de silicio = Si F_6 .

Se le obtiene como el anterior, con la diferencia que se reemplaza el ácido bórico con arena, que no es otra cosa sino el ácido silicio. La teoría es la misma.

§. V. De los metales.

Con este nombre se designan unos cuerpos simples, casi del todo opacos, muy brillantes, bien sea en masa ó en polvo grosero, y dotados de la propiedad de tomar un brillo bastante vivo despues de pulidos. Son buenos conductores del calórico y electricidad; se combinan en varias proporciones con el oxígeno, y forman óxidos, cuya propiedad esencial es la de poder unirse con los ácidos. Deberáse observar como existen de ellos que no forman sino ácidos, y de modo alguno bases, y otros al contrario no dan origen á estas sino á aquellos.

Los metales que hoy dia se conocen son treinta y nueve; y como quiera se les haya dividido en seis secciones, les iremos nombrando segun el órden de su clasificacion. La mejor de todas es la de Thenard.

1.^a *Seccion*.—Contiene los metales que pueden absorver el oxígeno á la mas alta temperatura, y descomponer el agua á la ordinaria, amparándose de su oxígeno, y desprendiendo su hydrógeno con efervescencia. Tales son: el potasio, sodio, lithio, baryo, stroncio, y calcio.

2.^a *Seccion*.—Metales que pueden absorver el oxígeno á la mas alta temperatura, pero que no

descomponen el agua sino de 100 á 200. Son á saber: el magnesio, glucynio, ytrio, y aluminio.

3.^a *Seccion* —Metales que aun pueden absorber el oxígeno á la temperatura mas elevada, pero que no descomponen el agua sino al calor rojo; ex: el manganeso, zinc, hierro, estaño, cadmio, cobalto, y nickel.

4.^a *Seccion*.—Metales que tambien absorven aun el oxígeno á la mas alta temperatura, pero que no descomponen el agua ni mediante el frio, ni por el calórico; tales son: el arsénico, molybdeno, cromo, vanadio, tungsteno, columbio, antimonio, titano, telurio, urano, cerio, bismuto, cobre, y plomo.

Los ocho primeros son acidificables, los seis restantes tan solo capaces de formar óxidos.

5.^a *Seccion*.—Metales que no pueden absorber el oxígeno sino á un cierto grado de calor, y que no pueden operar de modo alguno la descomposicion del agua. Sus óxidos se pueden descomponer á una temperatura elevada. Ex. mercurio, osmio, rhodio, iridio, paladio.

6.^a *Seccion*.—Metales que no pueden absorber el gas oxígeno, ni descomponer el agua á ninguna temperatura, y cuyos óxidos son capaces de reduccion antes de llegar al calor rojo. Ex: plata, oro, y platina.

Segun las últimas investigaciones de Regnault parece que este sábio ha modificado la clasificacion anterior del modo siguiente:

1.^a *Seccion*.—En ella se comprenden los metales que absorven el oxígeno á todas temperaturas, y descomponen el agua desde 0 hasta el grado mas

alto; tales son: el potasio, sodio, baryo, lithio, stroncio, calcio, magnesio.

2.^a *Seccion.*—Metales que absorven el oxígeno á una temperatura muy alta, y no descomponen el agua con efervescencia sino á 100° poco mas ó menos. Ex: aluminio, glucynio, zirconio, thorio, ytrio, cerio, y manganeso.

3.^a *Seccion.*—Metales que absorven el oxígeno á la temperatura mas elevada, y que no descomponen el agua sino al calor rojo, cuando obran solos, al paso que la resuelven á la ordinaria, y bajo la influencia de los ácidos enérgicos. Ex: hierro, nickel, cobalto, zinc, cadmio, cromo, y vanadio.

4.^a *Seccion.*—Metales que absorven el oxígeno á la temperatura mas elevada, y no descomponen el agua sino al calor rojo, pero que no tienen sobre dicho líquido influencia alguna á la ordinaria, aun cuando sea en presencia de los ácidos; son acidificables por el nítrico, agua régia, y nitrato de potasa. Tales son el tungsteno, molybdeno, osmio, columbio, titano, estaño, antimonio, y urano.

5.^a *Seccion.*—Metales que no descomponen el agua sino en muy corta cantidad, y á una temperatura muy elevada; son á saber: el cobre, plomo, bismuto, y plata. Sus óxidos son básicos.

6.^a *Seccion.*—Metales que ninguna accion tienen sobre el agua á cualesquier temperatura, y cuyos óxidos son capaces de reduccion por medio del calórico tan solo. Ex: mercurio, rhodio, iridio, paladio, platina, y oro.

El Sr. Regnault opera calentando los metales químicamente puros en una corriente de vapor de

agua en tubos de porcelana. El arsénico y telurio, no teniendo según él acción alguna sobre el agua, ó al menos muy dudosa con respecto al primero, se semejan aun por tal carácter á los metaloides, con quienes tienen la mayor analogía.

PROPIEDADES FISICAS.—Todos los metales son sólidos á la temperatura ordinaria, excepto el mercurio, que no se solidifica sino entre -39 y -40° .

El color de los metales varía muy mucho; el oro es amarillo, el cobre y titano rojos, unos azulados, otros mas ó menos blancos. Muchos de ellos despiden un olor y sabor desagradables cuando se les frota; casi todos tienen una gravedad específica mayor que la del agua; pero que varía muy mucho desde 0,86507 que es el peso del potasio, y 0,972 el del sodio, hasta 20,98 que es el de la platina. El agua siempre se toma por unidad.

Brillo.—Dáse el nombre de *brillo metálico* al particular que ofrecen los cuerpos de que tratamos, aun cuando estén reducidos á polvo; circunstancia que depende de la propiedad que tiene de reflejar la luz.

Opacidad.—Por mucho tiempo se les consideraba á los metales como absolutamente opacos; pero luego se ha visto como una hoja muy delgada de oro por ex. da paso á los rayos luminosos, siendo así que dicho metal es el mas denso de ellos, despues de la platina; de donde resulta que no son enteramente opacos, á no admitir que los golpes del martillo hayan producido multitud de poros imperceptibles, que permitan pase aquel fluido imponderable.

Ductilidad.—Así se llama la propiedad que tienen los metales de poderse estender en hilos mas ó menos largos; mas si pueden reducirse á láminas mas ó menos finas toma el nombre de *maleabilidad*.

El hierro, cobre, y la plata son ductiles; el plomo, oro, y estaño son maleables; la plata es ductil y maleable, etc.; por último se dice que son quebradizos cuando no poseen ninguna de las propiedades anteriores; en cuyo caso el simple choque puede reducirlos á polvo; tales son el bismuto, arsénico, antimonio, etc.

Tenacidad.—Se dice que un metal es tenaz si reducido á hilos puede sostener un peso mas ó menos considerable; por ex. un hilo de hierro de dos milímetros de diámetro sostiene sin romperse 249 kilogramos 659 granos; de modo que posee esta propiedad al mas alto grado.

La *dureza* es la propiedad que tienen de rayar mas ó menos los otros cuerpos; el hierro por ex.; otros al contrario son blandos como la cera, cual el potasio y sodio.

Los metales presentan una estructura que varía muy poco; con efecto, unos la ofrecen laminar, como el bismuto, antimonio, y zinc; otros fibrosa, cual el hierro; por último, algunos son granugientos, como el antimonio puro, siendo por lo general su cristalización derivada de la forma cúbica.

Los metales son elásticos y sonoros, cuyas propiedades guardan relacion con su dureza. Son mas susceptibles de dilatarse por el calórico que los demas cuerpos sólidos.

El calórico les funde con mas ó menos facilidad.

El potasio , sodio , plomo , estaño , y bismuto , no necesitan mas temperatura que la de un horro ordinario ; la platina , el rhodio , é iridio no se funden sino al calor producido mediante la combustion del oxígeno é hydrógeno. Algunos son volátiles , mercurio por ex. , arsénico , zinc , potasio , etc.

Los metales son muy buenos conductores de la electricidad ; así es que de ellos nos servimos para la construccion de las máquinas destinadas á extraerla ; siendo de advertir que cuando la superficie basta para el paso de dicho fluido , no se alteran lo mas mínimo ; pero si no es suficiente , aquel penetra en su interior , las calienta , y aun las funde y volatiliza ; tal efecto puede producir la descarga de una batería considerable. Si el experimento se hace al aire , ó en el oxígeno , algunos metales arden , produciendo llamas de varios colores ; por ex. el hierro blanca ; el zinc blanca mezclada de azul y rojo ; el estaño blanca y azulada ; la plata verde , etc.

Algunos metales poseen la virtud de ser atraídos por el imán ; tales son el hierro , cobalto , y nickel ; mas el primero , sobre todo al estado de acero , es el que posee tal propiedad mejor que otro alguno. Además , dicho cuerpo es susceptible de imantarse , y en su consecuencia atraer al restante hierro y acero , cual lo verifica aquel cuerpo singular.

PROPIEDADES QUIMICAS. — El gas oxígeno se combina con todos los metales sin escepcion , y forma compuestos que estudiaremos bajo el nombre de *óxidos metálicos*. Pero semejantes combi-

naciones se hacen de diversos modos, segun la seccion á que aquellos corresponden. Con efecto; los de la 1.^a pueden absorber el oxígeno á la temperatura ordinaria; los de la 2.^a y 3.^a le absorven, si bien bajo la influencia de la humedad. Muchos de los de la 4.^a se oxidan ligeramente, y se empañan ó pierden su brillo en iguales circunstancias. Varias de estas combinaciones se operan con desprendimiento de calórico y luz.

El *aire* atmosférico obra sobre los metales del mismo modo que el oxígeno, si no es aun mas lenta su accion, y despues de oxidarse ciertos de aquellos pasan al estado de carbonatos. Entre los metaloides tan solo el fósforo, azufre, cloro, iodo, bromo, y probablemente el fluor, se unen con todos los metales. En cuanto á los demas, se combinan de preferencia con ciertos y determinados de ellos antes que con otros; tales son: el hydrógeno, boro, carbono, silicio, y azoe.

El *fósforo* al combinarse con los cuerpos de que tratamos produce *fosfuros* sólidos, inodoros, y quebradizos. La union se verifica por lo regular con desprendimiento de luz y calor.

El *azufre* se combina directamente con todos los metales, y á veces con desprendimiento de calórico y luminico, resultando combinaciones de propiedades electro-negativas, ó electro-positivas, á quienes se da el nombre de *sulfuros*, y que pueden unirse tambien para formar una série de sales llamadas *sulfo-sales*.

Todos los metales, escepto el cromo, titano, colombio, rhodio, é iridio, se combinan con el cloro, bien á la temperatura ordinaria, ó á la ele-

vada , produciendo las mas veces desprendimiento de calórico y luz , y unos compuestos que estudiaremos bajo el nombre de *cloruros*.

El iodo y bromo forman tambien combinaciones con todos los cuerpos en cuestion , dando origen á iguales reacciones de las que presenta el cloro, con la diferencia que el iodo necesita por lo regular una temperatura mas elevada. Estas combinaciones constituyen los *ioduros y bromuros*.

Ninguno de los metales se disuelve en el agua, si no esta oxidado , y aun esta propiedad no la disfrutan sino algunos. Los de la primera seccion la descomponen á la temperatura ordinaria; los de la segunda lo verifican á un calor de 100 á 200°; los de la tercera al rojo , y los de las restantes no la alteran de modo alguno ; mas la presencia de un oxácido poderoso , auxiliando la reaccion, hace adquirir á los metales de la segunda y tercera série la propiedad de descomponer el agua á la temperatura ordinaria. En todos los casos el oxígeno de dicho líquido se combina con el metal , y el hidrógeno se desprende. Los principales hydrácidos dan lugar tambien al desprendimiento de este último principio , en cuyo caso se admite que el hidrógeno del ácido queda libre, mientras su radical se combina con el metal.

Los metales distintos del cromo , tungsteno, colombio , titano , urano , cerio , osmio , paladio, rhodio , platina , oro é iridio , descomponen *el ácido sulfúrico concentrado* á la temperatura de 100 á 200° , pero la descomposicion se verifica siempre con mas ó menos facilidad , segun la fuerza que mantiene unidas las partículas del metal, ó

su afinidad para con el oxígeno. Sea de ello lo que fuere , siempre se forma un sulfato, y hay desprendimiento de ácido sulfuroso. Si el ácido estuviere dilatado en agua , entonces solo obraria sobre los metales de las tres primeras secciones , excepto el estaño ; en cuyo caso la accion es bastante pronunciada , y el agua se descompone , desprendiéndose hydrógeno , y formándose un sulfato. Obsérvese tambien con respecto al ácido sulfúrico concentrado , que como siempre contiene agua , debe haber desprendimiento de hydrógeno.

El ácido azoótico concentrado ataca los mismos metales que el sulfúrico , y ademas el urano y paladio , y su accion se verifica las mas veces á la temperatura ordinaria , resultando por lo regular gas óxido de azoe , gas azoe , y un óxido metálico , que se une con frecuencia al ácido. Puede suceder tambien que acidificándose el metal no se combine de modo alguno con el ácido. En algunas circunstancias el agua se descompone , al mismo tiempo que el azoe del ácido azoótico queda libre ; en este caso el hydrógeno se combina al estado nascente con aquel (el azoe) , y forma amoniaco , que se une con una parte del ácido. Semejante accion se verifica principalmente con las limaduras de hierro. El ácido azoótico un poco débil obra aun con energía sobre los metales , y á veces su accion es mas pronta , la cual se opera de este modo , ó bien con la limadura de hierro , ó el zinc en granalla. Con efecto ; el ácido concentrado no les ataca , mientras que si contiene agua produce una reaccion de las mas enérgicas.

Examinemos rápidamente las aplicaciones que

pueden resultar de la influencia del ácido nítrico sobre los metales; como aquel disuelve todos los que ataca, escepto el estaño y antimonio, que trasforma en óxidos insolubles, se le emplea con frecuencia para obtener una disolucion metálica, de modo que para los usos industriales se disuelve por lo regular el hierro, zinc, plomo, cobre, etc., en el ácido nítrico. *El arte de grabar al agua fuerte* estriba en la propiedad que tiene dicho cuerpo de disolver los metales. Estiéndese sobre una lámina de cobre bien tersa y limpia una capa muy delgada de un barniz que tenga cera; pónese sobre ella un papel embarnizado, en el cual se calca el dibujo, y despues se quita el barniz en cada una de las líneas formadas por la contraprueba ó descalque, para lo cual se debe usar una puntita muy fina. Al efecto se va descubriendo la superficie del cobre; se guarnece la lámina de un poco de cera por las orillas, y se vierte sobre la superficie ácido nítrico á 26° dilatado en un volúmen de agua igual al suyo; se le deja reposar para que ataque todas las líneas del metal formadas por la punta, y se trazan los rasgos oportunos, quedando de este modo el resto de la lámina preservado de la acción del ácido, mediante la capa de barniz. Cuando el metal se ha disuelto suficientemente, se quita el exceso de agua fuerte, se lava, y disuelve el indicado barniz con esencia de trementina; luego se limpia el cobre, y se va concluyendo el dibujo, ó díganse las líneas trazadas sobre aquel.

El gas clorhydrico puesto en contacto con el potasio, sodio, manganeso, zinc, hierro, y estaño, se descompone, uniéndose su cloro al metal, y

desprendiéndose el hidrógeno; es probable que todos los metales alcalinos y térreos obren del mismo modo con respecto á este ácido. Los metales de las tres últimas secciones no tienen acción alguna sobre él. Cuando se halla disuelto en el agua, la influencia que disfruta es muy pronta en algunos casos, por ex. con respecto al zinc, manganeso, hierro, y estaño. Aunque este ácido no obre sobre los metales de la cuarta sección, sin embargo pueden, mediante el calórico y contacto del aire ú oxígeno, ser atacados el cobre, plomo, etc.; en cuyo caso obra el último por una parte sobre el ácido para ampararse de su hidrógeno, al paso que el metal del otro tiende á combinarse con el cloro.

Agua regia. — Muchos metales como la platina y oro son inatacables por los oxácidos é hidrácidos; en este caso se emplea un líquido muy enérgico, cuyo conocimiento debemos á los alquimistas, que le dieron el nombre de *agua regia*, por usarle en la disolución del oro, rey de los metales.

Obtiénese el agua regia mezclando cuatro partes de ácido nítrico, y una de ácido clorhídrico. Esta mezcla ataca al boro, carbono, fósforo, azufre, selenio, y casi todos los metales y compuestos de que hacen parte. Es uno de los agentes mas poderosos que se conocen.

Durante mucho tiempo se ha considerado el agua regia como una simple mezcla de dos ácidos; así es que se la llamaba *ácido nítrico-muriático*. Pero hoy día sabemos es cloro unido al ácido hypo-nítrico, y agua. Con efecto; cuando se hace pasar gas clorhídrico al través del ácido nítrico, sucede que todo el oxígeno del primero se combina con una

parte del oxígeno del segundo, y resulta cloro, agua, y ácido hypo-nítrico. El agua regia en el momento acaba de ser compuesta ó fabricada, consiste en una mezcla de los cuerpos que acabamos de nombrar, y de los ácidos que sirven para prepararla.

El agua regia obra presentando á los metales el cloro al estado naciente. Por su influencia se convierten en cloruros.

Estado natural. — Los metales se encuentran ora al estado de libertad, y son en general los menos oxidables; ora al de combinacion, bien con el oxígeno, cloro, flúor, etc., (en virtud de su mayor afinidad para con dichos cuerpos) bien con el oxígeno y un ácido al estado de sal.

El modo de estraer los metales varía al infinito; le indicaremos al tratar de ellos en particular. Tal estudio, en que solo se examinarán los de mayor interes se hará insiguiendo el órden segun el cual se han clasificado.

Muchos metales son de un uso muy frecuente; entre ellos se hallan el hierro, cobre, plomo, estaño, mercurio, zinc, platina, etc.

METALES DE LA 1.^a SECCION. — Entre los seis que la componen, solo nos ocuparemos del potasio y sodio, como mas interesantes.

Los metales de esta 1.^a seccion puestos en contacto con el oxígeno dan origen á óxidos conocidos con el nombre de *alcalis*; de aqui el llamarles *metales alcalinos*, con que se designan las veces.

POTASIO. — Este metal descubierto por Davy es sólido, y tiene un hermoso brillo. Cuando

está recién preparado, semeja mucho á la plata mate; pero muy luego se empaña al contacto del aire atmosférico; es tan blando como la cera; de modo que se le raya facilmente con la uña, y se le puede cortar con el cuchillo, en cuyo caso presenta una seccion lisa, continúa, y muy brillante. Su gravedad específica = 0,865. Sometido á una temperatura de 58° se funde; y si el calor es mas fuerte se volatiliza, produciendo un vapor verde.

Espuesto al contacto del aire ú oxígeno, aun á la temperatura ordinaria, se ampara de este último gas, y produce un óxido blanco, que cubre ordinariamente al potasio, é impide oxidarse con facilidad. Si se calienta este último con un exceso de oxígeno, pasa muy luego al estado de peróxido; mas en todos casos la combinacion se hace con desprendimiento de calórico y luz. Esta propiedad de oxidarse tan facilmente hace necesaria la precaucion de conservarle en aceite de nafta.

Su afinidad para con el oxígeno es tal, que descompone instantáneamente al agua, amparándose de su oxígeno, y desprendiendo el hidrógeno; pero como el calórico eliminado es en bastante cantidad, el hidrógeno se inflama á medida se produce.

Para obtenerle se sigue el siguiente método. Tómese un pedazo de potasa, en el cual se haga un agujerito, que se llene de mercurio; colócase este fragmento sobre una placa metálica, y se le espone á los dos polos de una pila, de manera que el positivo se halle en contacto con

la placa, y el negativo con el mercurio. Puesta la pila en actividad, sucede que al cabo de un cierto tiempo, el azogue contiene bastante dosis de potasio; se destila la amalgama con el aceite de nafta empleado aqui para eliminar, mediante su volatilizacion, el aire contenido en la retorta, y muy luego el mercurio se evapora, quedando el potasio al estado de pureza.

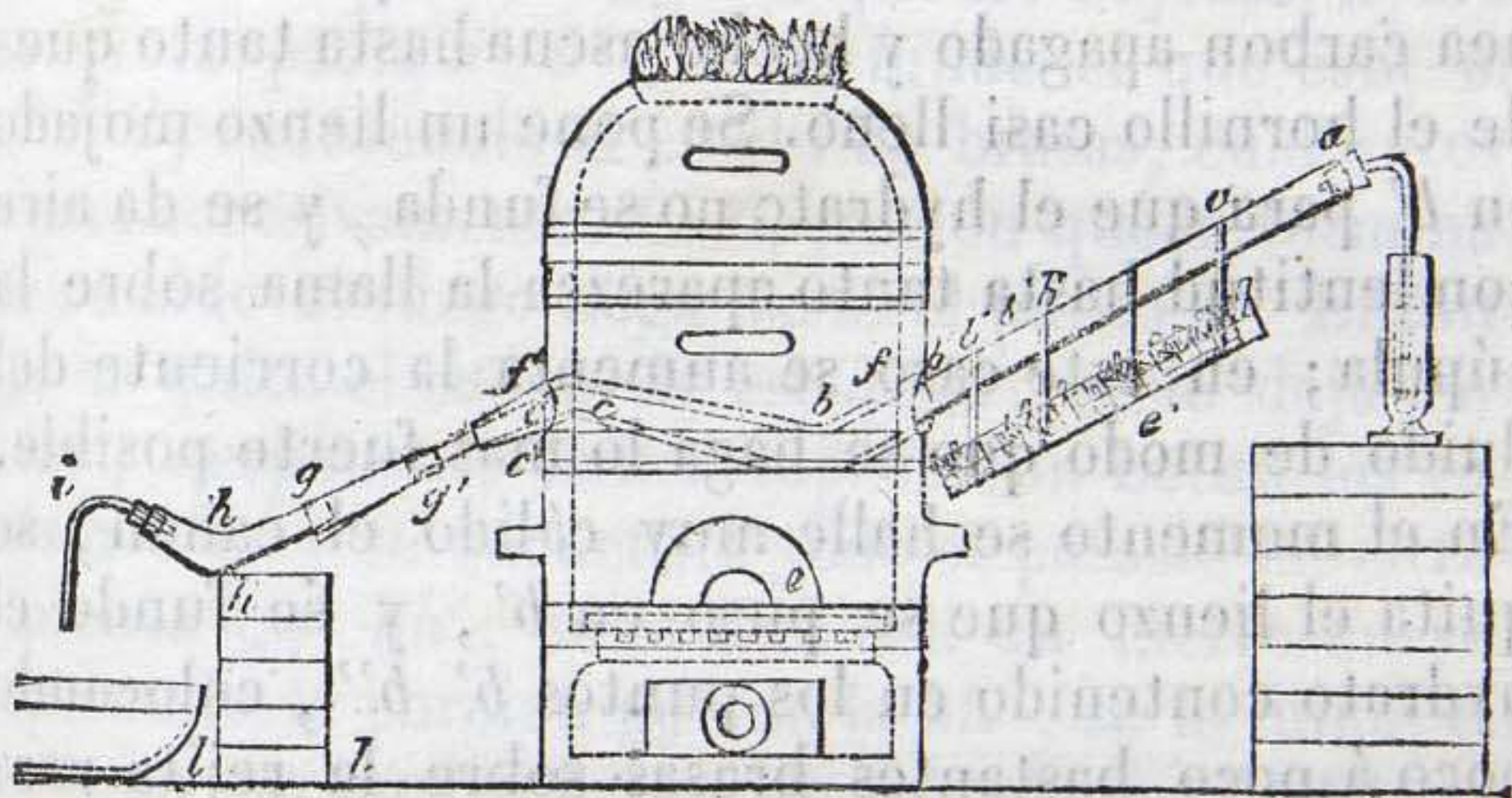
Se le obtiene en cantidad considerable, esponiendo la potasa á la accion del hierro ó carbon á una temperatura elevada; estos últimos cuerpos se amparan del oxígeno, y dejan al descubierto el potasio, que se volatiliza.

Este proceder ofrece las mayores dificultades en su egecucion para obtener dosis considerables. Daremos una idea del indicado por Thenard y Gay-Lussac.

Estraccion del potasio del hydrato de potasa por medio del hierro (fig. 31). Tómese un cañon de escopeta; se le limpia bien interiormente, frotándole con agua y arena, y despues se le enjuga con un trapo de hilo ó con pedazos de papel; en seguida se le coloca en c' y b , y calienta hasta el calor rojo, para encorvarle cual se ve en la figura; luego se le cubre desde el punto b'' hasta el c'' con una capa de cerca tres milímetros de gruesa de una masa hecha con cinco partes de arena y una de barro de alfarero; se deja secar dicha mezcla á la sombra por espacio de cinco ó seis dias, al cabo de los cuales se la espone al sol, ó á un calor moderado, para concluir la desecacion; y en el caso de ofrecer algunas resquebrajaduras, se las cubre con betun fresco.

Bien tapado ó cubierto el cañon, se le llena desde *b'* hasta *c* de limaduras de hierro bien limpias por medio de la arena; se pone aquel en un horno de reverbero, segun se ve en la fig., sujetándole con pedazos de ladrillo y un betun

Fig 31.



infusible, ó de naturaleza igual al otro de que se cubrió antes; luego se le añaden pedazos de hydrato de potasa desde el punto *b'* hasta el *a'*; y se le adapta por una parte, y á la estremidad inferior *d*, un recipiente de cobre *gg' hh'* formado de dos piezas, que se alargan y entran muy apretadas una entre otra; este recipiente colocado sobre un pedestal *ll'* recibe por su abertura *gg'* el extremo del cañon *d*, y por el otro orificio *hh'* un tapon con un tubo de vidrio encorvado *i*. Por último, se hace llegar el cañon de un buen fuelle al cenicero por la portezuela *e*, que se deberá tapar en seguida con tierra y ladrillos, y se forma una reja semicilíndrica *e'*

de alambre sobre la parte $a' b'$ del cañon , de manera que le envuelva ó rodee inferior ó lateralmente , y se halle á distancia de una pulgada poco mas ó menos.

Dispuesto así el aparato , bien cerradas las portezuelas del hogar y cenicero , como asimismo todas las rendijas , y por otra parte bien secos todos los betunes , se vierte alternativamente por la chimenea carbon apagado y hecho ascua hasta tanto quede el hornillo casi lleno. Se pone un lienzo mojado en b' para que el hydrato no se funda , y se da aire con lentitud hasta tanto aparezca la llama sobre la cúpula ; en este caso se aumenta la corriente del fluido de modo que se haga lo mas fuerte posible. En el momento se halle muy cálido el cañon , se quita el lienzo que se puso en b' , y se funde el hydrato contenido en los puntos $b' b''$, colocando poco á poco bastantes brasas sobre la rejita para rodear la parte del tubo. El hydrato al fundirse marcha al punto b , y se pone en contacto con las limaduras de hierro á una temperatura elevada ; de donde resulta que las condiciones necesarias para la descomposicion del protóxido de potasio quedan enteramente llenas. Mas como el agua , á la cual está unido , se descompone al propio tiempo que él , se debe obtener todo á la vez , y con efecto se obtiene el potasio y gas hydrógeno. El primero se volatiliza y condensa en la estremidad $c d$ del cañon , y de aquí cae al estado líquido en el recipiente $gg' hh'$. En cuanto al último , es decir al hydrógeno , se desprende en forma de gas por la estremidad del tubo i , arrastrando consigo sustancias que le hacen nebuloso , y á veces potasio , que se inflama.

Podemos conocer si la operacion marcha bien por medio de muchos signos; el mas seguro de todos es el desprendimiento de gas, que debe ser rápido; pero sin que resulten vapores muy densos por el extremo del tubo de vidrio *i*. Cuando este desprendimiento se disminuye mucho, lo cual se conoce sumergiendo de vez en cuando el tubo *i* en el agua, se puede asegurar que no hay casi hydrato en la parte *b' b''*, y se funde el que está en *b'' b'''*, rodeándole al efecto de brasas, cual antes, y así sucesivamente. La operacion queda terminada cuando el fuego llega hasta el punto *a'*. Entonces se quita el cañon de escopeta, se le deja enfriar, despues de haber tapado con betun los tubos *a* é *i*; y se encuentra todo el potasio en el recipiente *gg' hh'*; se le saca con un hierro curvo, separando la porcion *gg'* de la *hh'*, se le funde en un tubo por medio del aceite de petroleo destilado, y se le comprime y conserva, colocando el indicado tubo en una botella llena de aceite de grueso cuello, y bien tapada.

A veces sucede que en medio de la operacion cesan de repente de desprenderse los gases por el tubo *i*, y lo verifica por el *m*. Tal fenómeno denota que el fuego no es bastante fuerte, y que en su vista el protóxido de potasio pasa sin descomponerse al traves de las limaduras de hierro; en este caso es necesario poner fuego al rededor de la parte *d* del cañon para fundir el protóxido de potasio que le obstruye, suspendiendo la operacion si no se llega á conseguir.

Tambien suele acontecer que los gases no se desprenden ni en el punto *i*, ni en el *m*, aunque se

fundan las nuevas porciones de hydrato contenidas en *b' a'*; de ello se deducirá que los betunes no han podido resistir, y que el tubo de hierro se ha agujereado mediante la oxidacion. Débese al momento suspender la maniobra, y comenzarla de nuevo tomando otro tubo.

De 100 gramas de hydrato se sacan á lo mas 25 de potasio, hallándose en el cañon unas 60 de protóxido no descompuesto, probablemente por hallarse combinado con el óxido de hierro. Esta combinacion, en la cual se encuentra mucho hierro al estado metálico, forma una masa tan fuerte y unida, que es difícil separarla sino á golpe de martillo, ó por medio de repetidas lociones.

SODIO. — Es inodoro, casi tan ductil y blando como la cera; su color es análogo al del plomo; su seccion lisa y brillante; su gravedad específica = 0,972; se funde á los 90°, y no se volatiliza.

Las demas propiedades que presenta ofrecen tal analogía con las del potasio, que conocidas las de este último, se pueden recordar las de aquel. Se le obtiene absolutamente del mismo modo.

LITHIO, BARIO, STRONCIO, CALCIO. — Estos cuatro cuerpos disfrutan propiedades análogas; pero como ninguno de ellos se usa, les pasaremos en silencio, contentándonos tan solo con decir, que para obtenerles se sigue absolutamente igual proceder que el descrito al hablar del potasio.

METALES DE LA 2.^a SECCION. — Son en número de cuatro, á saber: aluminio, ytrio, glucinio, y magnesio. Se les ha llamado *térreos*, porque antiguamente se conocian sus óxidos bajo el nombre de *tierras*. Por espacio de mucho tiempo

no ha podido reducirseles , hasta tanto que Wcelher y Bussy han conseguido asilarles , calentando sus cloruros con el potasio. No nos entretendremos en la descripción de estos metales , por no tener uso alguno.

METALES DE LA 3.^a SECCION.— Entre los siete que la componen , á saber : *el manganeso, zinc, hierro, estaño, cadmio, nikel, y cobalto,* solo nos ocuparemos con la detención debida del segundo , tercero , y cuarto.

MANGANESO.— Este metal , descubierto por Scheele y Ganh en 1774 , es sólido , muy quebradizo , y duro , granugiento , de un color gris-blanco ; su gravedad específica es de 6,85 ; se funde á los 160° del pirometro de Wedgwood ; no es volátil , y se combina facilmente con el oxígeno en distintas proporciones. Este cuerpo , que no tiene usos , se obtiene calcinando el peróxido de manganeso con el carbon.

HIERRO.— Este metal conocido desde la mas remota antigüedad , es uno de los mas útiles y abundantes de todos los conocidos. La mayor parte de las artes mecánicas le emplean , como tambien el acero ; y ciertamente que se puede juzgar del grado de industria de una nacion por la cantidad de hierro que consuma ; la medicina utiliza tambien muchos de sus preparados como medicamentos poderosos en una porcion de circunstancias ; la pintura saca bellos colores , etc. etc. En tiempo de los romanos sus usos se hallaban muy circunscritos. Se le conocia con el nombre de *martes*.

Estado.— Los minerales que contienen el hierro como elemento principal son muy numerosos. Se

le encuentra al estado nativo, al de óxido, y de sulfuro, al de sales, carbonatos, silicatos, fosfatos, sulfatos, etc. Existen masas de hierro nativo muy considerables. Cerca de Magdebourg se ha descubierto una de 800 myriagramos, que tiene todas las cualidades del acero. Segun refiere Valerius, parece que los moros esplotan en Africa una que es inmensa. Se cree con algun fundamento que tales masas de hierro nativo caen de la atmosféra. Compónense, como los aerolitos, de hierro, manganeso, cromo, magnesio, nikel, azufre, oxígeno, etc.

FUNDICION DEL HIERRO. — Se distinguen dos clases de hierro: 1^a terroso, que comprende los óxidos; y 2^a espático, silicato, ó carbonato; el primero se escoge, concuasa, y lava; los segundos es necesario fundirlos para separar el azufre y arsénico; se les espone al aire para quitarles la magnesia al estado de sulfato. Preparado así el mineral, se le trata en unos grandes aparatos llamados hornos de fundicion, que no son otra cosa sino dos conos truncados reunidos por su gran base. Se les carga por la parte superior, llenándoles antes de carbon. Cuando se ha elevado mucho la temperatura, se va añadiendo sucesivamente carbon y mineral mezclado de fundente, que debe ser arcilloso si aquel es calcáreo, y calcáreo si la arcilla ó silice dominase en la mina. La silice forma mediante una alta temperatura silicato fusible; así es que añadiendo dicho cuerpo en las minas calcáreas se produce la formacion de silicato de cal. La silice ofrece tambien la ventaja de separar el manganeso en su mayor parte al estado de silicato. Si la silice

domina, la cal puede preservar ó reemplazar una gran cantidad de óxido de hierro, que formaría un silicato fusible con la sílice, ocasionando una pérdida considerable.

El hierro fundido va á ocupar la parte inferior del horno, y las escorias, que segun Mistcherlich son silicatos de hierro, de cal, y manganeso en proporciones determinadas, quedan arriba. Cuéntanse en Francia cerca 500 hornos de fundicion, y 1400 fábricas para afinar el hierro, cuyo total producto parece ser cada año unos tres millones de quintales métricos.

De algunos años á esta parte se ha mejorado considerablemente la fundicion de hierro, dejando pasar el aire calentado entre 160 y 400° por las capas de mineral puesto en los hornos; de este modo se obtiene mas producto con menos combustible, y la fundicion marcha de un modo mas regular. Este proceder se ha empleado primero en Escocia en las fundiciones de Clyde; posteriormente se han obtenido en las fraguas resultados los mas satisfactorios de la aplicacion de semejante proceder.

En algunos puntos se ha sustituido al carbon de madera, la leña á medio quemar, en razon á que segun Balascheff ofrece las ventajas de regularizar la fundicion, evitar se atasque el horno, y por último un ahorro de $\frac{2}{5}$ de combustible.

FUNDICIONES. — Distínguense cuatro principales: 1^a la blanca cristalizada; 2^a la blanca no cristalizada; 3^a la gris; y 4^a la negra; todo el hierro que resulta de ellas, tratado que es por los ácidos clorhídrico y sulfúrico desprende carburo de hidrógeno gaseoso ú oleaginoso. Puédese reco-

ger fácilmente este último haciendo pasar el gas al través del alcohol.

El hierro que resulta de la *fundición blanca no cristalizada* es duro y quebradizo; contiene de 2,4 á 4 de carbono; y se disuelve sin residuo en el ácido clorhídrico hirviendo; fundido en vasos cerrados, y enfriándole lentamente, puede convertirse en gris y volverse ductil.

El producido por la *blanca cristalizada* tiene siempre un sabor ágrico; la fusión no le hace ductil en ningún caso; y parece contenga siempre una parte notable de manganeso, y además un cinco por ciento de carbono.

El hierro gris es ductil; se deja limar con facilidad, y es muy tenaz; contiene de 2 á 4 partes de carbono, pero que no está del todo combinado; deja un residuo de dicha sustancia siempre que se le trata por el ácido clorhídrico hirviendo. Se le emplea para hacer moldes.

Por último *el hierro negro* contiene una proporción de carbono libre mayor que el anterior; suele ser de 5 á 7. Es más fácil de fundir que los otros.

Composición. — Según Gay-Lussac y Berthier se sabe que la mayor parte de los hierros contienen de 2 á 4 por ciento de carbono, de $\frac{1}{4}$ á 2 de silicio, y de $\frac{1}{10}$ á 1 de fósforo, con algunas cantidades variables de manganeso, y de 94 á 97 por ciento de hierro.

Preparación del hierro. — Se somete el producto de la fundición á una temperatura elevada, en contacto con el aire; el carbono y silicio se combinan con el oxígeno de este, al mismo tiem-

po que una parte de hierro, y resulta este último cuerpo, que se une mediante la acción del martillo, y además un óxido de carbono, que se desprende, y silicato de hierro, que queda fundido. Se emplea para esta operación carbon ordinario. Púedese obtener el hierro directamente sin pasar por el estado intermediario de fundición, cambiando al efecto el modo de reducir el mineral de hierro; esto se verifica según el método que usan los catalanes. El horno empleado es parecido al que acostumbran después para afinar dicho producto.

Distínguese el hierro en *ductil*, si el mineral empleado es de buena calidad, y en *quebradizo* si contiene arsénico, azufre, ó fósforo.

Para obtener el hierro químicamente puro es necesario reducir por medio del hidrógeno al óxido férrico también puro.

Propiedades físicas. — El hierro puro es de un gris azulado, liso, y brillante; su densidad es de 7,788; es maleable, ductil, y tenaz. Es uno de los metales que se funden más difícilmente; se reblandece á una temperatura muy inferior á su punto de fusión; en cuyo caso se le puede manejar con el martillo y unirle entre sí; por último disfruta al más alto grado la virtud magnética.

Propiedades químicas. — A la temperatura ordinaria no se altera el hierro en el aire seco; mas por poco que se le caliente, se cubre de una película de óxido irizado; al calor rojo se oxida rápidamente, cubriéndose de unas escamitas de óxido negro llamadas *hojuelas*. El hierro obtenido al reducir el óxido por medio del gas hidrógeno á la temperatura menos alta posible, ó por medio de la

calcinacion de un oxalato , se inflama espontáneamente al aire libre , esparciendo una luz muy viva. Se obtiene esta combustion introduciendo un hilo de hierro en el gas oxígeno. — El aire húmedo oxida con lentitud al hierro, cubriéndole de una capa llamada *orin* ó *robin*. El hierro puro no descompone tampoco el agua á la temperatura ordinaria; pero si contiene ácidos, ó encierra sustancias heterogéneas susceptibles de formar los elementos de una pila, entonces dicho fluido le resuelve. A la temperatura roja tambien lo verifica con mucha rapidez, desprendiéndose gas hidrógeno, y formando óxido magnético.

Acidos. Los ácidos minerales atacan al hierro con gran facilidad y forman sales; los ácidos vegetales solo disfrutan sobre dicho cuerpo una accion poco enérgica.

Oxidos. — El hierro reduce ó descompone muchos óxidos por la via seca y húmeda, entre otros los de plata, cobre, plomo, bismuto, y antimonio.

Alcalis. — Vicat y Payen afirman como una dissolution alcalina preserva al hierro de la oxidacion.

Sales. — Los nitratos, cloratos, y bromatos, le atacan vivamente, y oxidan al maximum.

Metales. — El hierro forma ligas con muchos de dichos cuerpos. No se combina con la plata, mercurio, cobre, plomo, cerio, urano, ni titano.

CARBUROS DE HIERRO. — Las diversas calidades de hierro y acero son unas mezclas en distintas proporciones de hierro, carburo de dicha sustancia, fosfuro, etc. Los carburos en proporciones determinadas no se conocen tan fácilmente; y aun cuando tal estudio podia aclarar muy mucho la causa de

ciertas propiedades de aquellos cuerpos, no se ha hecho todavía detalladamente.

Gay-Lussac ha practicado muchos experimentos sobre el particular; pero no ha dicho nada todavía acerca ninguno de ellos. El señor duque de Luynes comenzó también un largo y minucioso trabajo sobre el asunto en cuestión; yo mismo he repetido muchas de sus análisis; pero las varias dificultades que ofrece tan difícil punto no nos permiten aun manifestar nada sobre el particular.

Berzelius dice que calentando en vasos cerrados, y hasta el calor rojo, el azul de Prusia puro, se obtienen carburos en determinadas proporciones. El indicado señor duque de Luynes y yo hemos repetido todos los experimentos de aquel sabio, obteniendo como él unos polvos negros, que examinados con el microscopio se ha observado no son homogéneos, pues ofrecen unas pequeñas masas vítreas fundidas y muy distintas del polvo negro con que se hallan mezcladas, es decir, del carbon. Obtuvimos residuos bastante homogéneos calcinando en vasos cerrados muchas sales orgánicas.

Resultados no menos dignos de atención nos suministró el benzoato férrico unido al hollin, y calentado hasta el punto de fusión; el residuo era bastante blanco, muy duro, é inatacable por la lima. Su composición era muy digna de notarse; contenía 0,32 de carbono. Calcinando el benzoato solo, ha dado un carburo de no mucha consistencia, que no contenía sino $2\frac{1}{2}$ por 100.

Hay una circunstancia que dificulta todos estos experimentos, muy inciertos por otra parte; es á

saber : la diferente naturaleza de los carburos , que varían muy mucho según el tiempo que dura la fusión. Prolongando la del acero con un exceso de carbono, solo retiene de 9 á 11 por ciento de esta última sustancia. Este hecho está ya consignado en la química del señor Lassaigne , según los experimentos hechos en Chareton. Ya hemos examinado muchos carburos preparados de este modo ; pueden limarse ; y el polvito , ó sean las limaduras arden con un brillo vivo ; tal carburo parece se aproxime á esta fórmula $Fe^2 C$.

ACERO.—Los orientales fueron los primeros que le prepararon ; á ellos se debe este proceder. La fabricación de las armas blancas con dicho cuerpo data del siglo X ; pero hasta el XIII no se usaron las espadas. Los cuchillos , tingeras , y otros instrumentos pequeños no se conocieron hasta mas tarde ; en el reinado de Doña María se fabricaron en Inglaterra las agujas ; los alfileres en los últimos años del dominio de Enrique VIII.

Se distinguen tres especies de acero: 1º *el natural* , ó *de fundición* , que se obtiene tratando el hierro fundido de un modo particular por el fuego de fragua , ó tratando del mineral muy rico en hierro por el método catalán ; 2º *el acero de cementación* , que se prepara calentando á una temperatura elevada barras de hierro contenidas en cajas llenas de carbon pulverizado , ó haciendo pasar gas hidrógeno carbonado al través del hierro muy caliente ; 3º *el acero fundido* se prepara de diversos modos ; ó bien fundiendo el hierro con una cierta proporción de óxido de dicha sustancia , bien calentando el acero de cementación con un vidrio

terroso; ó bien por último fundiendo una mezcla de hierro, carbon, y vidrio.

Propiedades. — El acero es mas blanco que el hierro, y ofrece una densidad mayor, que varía de 7,80 á 7,84; es mas maleable y menos ductil que el hierro; sometido al calor blanco se hace quebradizo. Cuando se le enfria bruscamente es aun quebradizo, y adquiere ademas una gran dureza. Llámase *temple* la operacion de introducirle caliente en el agua fria. Si despues de templado se le vuelve otra vez á calentar, adquiere mas elasticidad, y se hace mas sonoro. El acero se funde á 130. Los ácidos que obran sobre el hierro disfrutan igual influencia sobre el cuerpo de que tratamos, con la diferencia que en este caso deja desprender hydrogeno en parte carbonado, que arrastra consigo un aceite oloroso, deponiéndose un residuo parecido al carbon; depósito que tratado por el ácido nítrico se convierte en ácido azulmico.

Composicion. — Las diferentes clases de acero contienen de 1 á 2 por 100 de carbono, y de 1 á 6 milésimas de silicio. Puede ademas haber un poco de aluminio.

Acero damasquino. — Así se llama el acero que emplean en Oriente para hacer los alfanges de superficie oscura ó ennegrecida; se les llama *wotz*. Distinguen los orientales dos especies diversas de este acero, que vamos á describir, segun unos apuntes ineditos del señor duque de Luynes.

1º *El acero damasquino*, llamado *de fusion*, parece, segun Faraday, no es sino acero donde se halla ademas del hierro y carbono una pequeña

proporcion de aluminio y silicio. Se le obtiene por medio de diversas ligas metálicas.

2º *El acero damasquino* que los franceses llaman *d'etoffe* se hace soldando hojas muy finas de planchitas de diferentes aceros. En Turquía se emplean para ello las hoces viejas. El señor duque de Luynes ha obtenido un acero damasquino muy excelente soldando hojitas de dineros aceros con otras de platina.

Para hacer resaltar las venitas en el acero damasquino se sumergen las armas en el agua acidulada ; el ácido mas generalmente empleado es el oxálico ; mas para el de oriente no hay cosa mejor que una disolucion dilatada de bisulfato férrico.

He aquí la teoría de la accion del ácido. El acero damasquino , sea de la clase que fuere , se compone esencialmente de partículas heterogéneas reunidas entre sí por medio de la soldadura ; dichas moléculas se hallan constituidas en un estado eléctrico contrario , y forman los dos elementos de una pila ; el ácido obra directamente sobre uno de ellos , preservándose el otro ; y de aquí las venas adamasadas que aparecen despues de la accion del ácido.

El acero sirve para fabricar armas , y una porcion de instrumentos.

N. D. T. El hierro metálico se ha empleado en todos tiempos como uno de los medicamentos utilísimos , bajo la forma de polvo , ó mas propiamente de limaduras. Sin embargo , la facilidad con que se oxida induce á creer no obra en dicho estado , sino al de óxido , cuyo carácter adquiere lue-

go de introducido en nuestros órganos internos. En contacto con ellos produce cambios notables, si bien se perciben con alguna lentitud; efectivamente, en primer lugar favorece la elaboración de las sustancias alimenticias, y aumenta las secreciones intestinales. Absorvidas que son las moléculas ferruginosas, y llevadas al torrente circulatorio, cual demuestran una porción de experimentos, producen en la sangre los efectos consiguientes á su acción tónico-estimulante; así es que el pulso se desarrolla y hace mas fuerte y frecuente, la fisonomía se anima, y todas las funciones se operan de un modo mas enérgico y regular; fenómenos que se notan principalmente en los sujetos de una constitución débil, ó linfática, de circulación lenta, cara pálida, y funciones poco activas. — No puede dudarse disfruta el hierro propiedades tónicas, fortificantes, fundentes, resolutivas, emenagogas, astringentes, etc.; así es que se emplea con preferencia el hierro metálico á otro cualquier medicamento en las dispepsias, histerismo, y clorosis, sobre todo si van acompañadas de acidez en las primeras vías. Su dosis comienza desde diez granos, y se aumenta progresivamente hasta cuarenta, ya bajo la forma pilular, ya de pastillas, etc. — Entre las sales ferruginosas empleadas en medicina, y que son siempre producto del arte, es digna de notar la llamada *protocloruro de hierro*, que afecta la forma de pagitas cristalinas, muy pequeñas, blancas, ó morenas, estípticas é inodoras, que se obtienen sublimando el *hydroclorato de hierro* en crisoles; esta sal, muy delicuescente, parece dotada de una acción estimulante muy enérgica. — *El hypo-clorato de*

hierro y de amoníaco, conocido vulgarmente con el nombre de *flores marciales*, ó *Ens veneris*, se presenta en forma de granos cristalinos de un amarillo anaranjado; resulta de una mezcla de tres partes de hydro-clorato de amoníaco y una de limaduras de hierro, que se calientan muy bien entre dos cápsulas de hierro; se subliman las flores marciales, que se recogen y conservan en frascos cerrados.—*El tartrato de hierro y de potasa* es tambien muy digno de atencion; se obtiene haciendo hervir en 7 partes de agua 2 de limaduras de hierro, y 5 de cremor tártaro; se evapora hasta que adquiera la consistencia de una pasta sólida, á la cual se da la forma de glóbulos; estos se dejan macerar en agua alcoholizada, y se administra el líquido, segun Drapiez, bien al interior en los casos en que estén indicados los ferruginosos, bien como tópico sobre las llagas ó contusiones que se cubren de compresas, humedeciéndolas de cuando en cuando.—Entre las varias especies y sub-especies de hierro descritas por Drapiez, cuales son por ex. *el hierro nativo*, ya sea volcánico, ó pseudo-volcánico, conocido este último con el nombre vulgar de *acero nativo*; *el hierro nativo meteórico*, *el hierro oxidulado*, *especular*, *arsenical*, *sulfurado*, *hepático*, *carburado*, *calcáreo*, *siliceo*, *hydratado*, *fosfatado*, etc. etc: solo nos detendremos un momento acerca del *nativo meteórico*, conocido con el nombre de *meteorolitos*, *aerolitos*, ó *pedras del rayo*; no olvidando decir alguna cosa acerca el *hierro oxidulado*, ó sea *hierro magnético*, ó *iman*.—**EL HIERRO NATIVO METEÓRICO** es de un gris azulado, sin brillo, y negruzco; presenta una costra

oscura unas veces , lustrosa otras , y al interior se halla sembrado de puntos brillantes. Es muy frágil , y su gravedad específica es de 3,40 á 3,70 ; es fusible , y se compone de 33 de hierro ; 41 de sílice ; 10 de magnesia ; 5 de cal ; 3 de alumina ; 5 de azufre ; 1 de cromo ; 1 de nickel , y 1 de manganeso.—Dos son las hipótesis por medio de las cuales pretenden los sabios explicar el origen ó sea la formación del hierro nativo meteórico. Laplace y sus sectarios creen es lanzado por el gran satélite de la tierra , cual producto de sus volcanes , cuya fuerza bastaría para vencer la atracción de nuestro planeta , si igualara cuatro y media veces la de una bala de á 24 arrojada por un cañon , al que se pongan 12 libras de pólvora. Mas otros físicos admiten la formación espontánea de los aerolitos en el seno de la atmósfera , que segun ellos contiene los elementos necesarios reunidos por la electricidad. Cualquiera de las dos opiniones emitidas ofrece dificultades que es facil conocer. El hecho no deja de estar suficientemente probado , pues que un sin número de observadores fidedignos nos dan testimonio de esas moles tan considerables , como la de Olumpa en la América meridional , que segun Don Miguel Rubin de Celis pesa cerca 30,000 libras. Pero la mas notable es la del llano de Durango que pesa 1,600 arrobas.—EL HIERRO OXIDULADO, O IMAN , de un color negruzco , bastante frágil , y cuya gravedad específica es de 4,24 á 4,94 , se compone de 76 de hierro , y 24 de oxígeno. Es notabilísimo no solo por sus propiedades , si tambien por las grandes masas en que se nos pre-

senta, pues en ciertos puntos forma cadenas enteras de montañas, estendiéndose inferiormente á profundidades considerables; sus cristales, por lo regular de forma muy limpia, se hallan diseminados en muchas rocas talcosas y esquistosas. Las minas mas abundantes de hierro oxidulado se hallan en Siberia, Laponia, Montes-Urales, Suecia, Sajonia, Boemia, España, Inglaterra, Estados-Unidos, Antillas, Brasil, Perú, China, Molucas, etc. En general se considera al hierro oxidulado como propio de los terrenos primitivos, donde forma filones, capas, y aun montes enteros.—La propiedad magnética del hierro oxidulado no consiste tan solo en la simple atraccion de la aguja imantada, pues muchas variedades de este mineral disfrutan la propiedad polar, es decir, atraer por un punto una de las estremidades de aquella, y rechazarla por el opuesto. Los primeros imanes naturales consistian en un pedazo de este hierro oxidulado; pero luego se observó como se debilitaba por el tiempo la virtud magnética, la cual se mantiene envolviendo al mineral en una armadura de hierro, de que se usa hoy dia; despues notaron podia comunicarse tal propiedad al acero, poniéndole en contacto con la armadura, pero en cierta direccion. Desde entonces se han usado los imanes artificiales.—Antiguamente entraba el iman en varios preparados sustituidos hoy dia con las limaduras de hierro.

ZINC.—*Historia.*— Los antiguos conocieron el laton, ó sea la liga de zinc y cobre, que obtenian

calcinando el carbon, calamina, y el último de aquellos dos. Paracelso fue el primero que consiguió aislar el cuerpo en cuestión.

Estado natural. — El zinc se encuentra en la naturaleza : 1° al estado de sulfuro, ó sea blenda; 2° al de carbonato, silicato, ó sulfato, (la mezcla de carbonato y silicato constituye la calamina); y al de óxido combinado con los de hierro y manganeso.

Estraccion. — Se le separa de la calamina, ó blenda. Se comienza por calcinar ligeramente el primero de estos cuerpos, y someter al fuego el segundo, mezclando despues el mineral con carbon para que se pueda operar la descomposicion; calentando muy mucho la mezcla, se destila el zinc. En algunos establecimientos se hace *per ascensum*, y en otros *per descensum*.

Purificacion. — Se verifica destilando de nuevo el zinc del comercio; y de este modo se le separa de los metales estraños con quienes por lo regular se halla mezclado.

Propiedades. — El zinc es de un blanco azulado, de textura cristalina; á la temperatura ordinaria se abre ó resquebraja al choque del martillo; pero si se le calienta hasta 100 se le puede reducir por medio del cilindro á láminas muy delgadas, y en hilos muy finos; embota la lima; es poco sonoro; su densidad es de 6,86 á 7,19. Se funde á los 360°. Si se le da mas calórico, se evapora. Cristaliza en prismas cuadrangulares. Es muy poco sávido y oloroso.

Las hojas de zinc espuestas *al aire* se cubren de una capa de protóxido de un color gris claro; y

cuando se forma semejante zona ó cubierta, queda ya preservado el metal de otra oxidacion. Sometido á la influencia del calórico se oxida muy pronto, si se halla al aire libre; si este fluido está muy cálido se enciende de un modo muy pronunciado. Descompone el agua con lentitud á la temperatura ordinaria, y con mucha energía á la elevada. Todos los ácidos, aun los mas débiles, le atacan.

El nítrico concentrado puede inflamarle; *el amoníaco y la potasa* le disuelven con desprendimiento de hidrógeno. Descompone no solo por la via seca, si tambien por la húmeda, un gran número de sales y óxidos; precipita tambien al *hierro y nickel* de sus disoluciones neutras y concentradas. Calentado con el *nitro y clorato de potasa* produce una detonacion. Descompone por la via seca al ácido carbónico de los *carbonatos alcalinos*. Se disuelve en el *cremor tártaro*. Combínase con el *azufre*, y descompone los *sulfuros alcalinos y el cinabrio*, con detonacion. Se une directamente al *fósforo y arsénico*. Se inflama en el *cloro gaseoso*, cuando se le calienta. Descompone tambien la *sal amoníaco*. Por último, forma ligas con la mayor parte de los metales.

Usos. — Despues que se ha conseguido dar al zinc la forma laminar, sirve para una porcion de usos tecnológicos; unido al cobre constituye los elementos ordinarios de las pilas voltaicas. Aprovecha tambien para fabricar el laton, como asimismo para construir baños, canales de tejados, etc.; pero la propiedad emética que disfrutan sus sales impide emplearle en la preparacion de objeto alguno destinado á contener alimentos ni bebidas. Sin em-

bargo , Berthier asegura que puede sin miedo servir el zinc para hacer útiles de cocina.

N. D. T. El óxido de zinc conocido en Farmacia con el nombre de *pompholix* , *nihil album* , *lana filosófica* , etc. , que es suave al tacto , insípido , inodoro , insoluble en el agua , difícil de fundir , é indescomponible por el calórico , hace parte de varios unguentos y pomadas oftálmicas. Se une tambien á los ácidos , formando sales , *sulfato de zinc* por ex. , muy útil como astringente , y como emético en ciertos casos de envenenamiento. El *óxido de zinc* tambien se emplea como astringente en ciertos flujos mucosos atónicos.

CADMIO. — *Historia.* — Fue descubierto por Herman y Stromeyer en 1817 en el sublimado de zinc de los laboratorios de la Silesia ; despues se le ha encontrado en otros minerales de zinc , á quien acompaña. El zinc metálico solo contiene algunos vestigios , en razon á que el cadmio , siendo mucho mas volátil , se sublima desde el momento comienza la operacion. Herapath ha observado como los primeros productos oxidados que provienen de la destilacion de la calamina contienen hasta 0,20.

El cadmio es de un blanco de estaño , toma un hermoso pulimento ; su textura es compacta ; su fractura fibrosa ; cristaliza en octaedros. Su densidad es de 8,69. Es blando , y mancha los cuerpos como el plomo. Es flexible , y produce un crujido como el estaño , ofreciendo una tenacidad mayor que la de este último ; se le puede dar la forma de hojas muy finas ó hilos delgadísimos. Se funde á

una temperatura mucho menor que la roja, y se volatiliza á un grado de calor muy poco superior al de la ebulicion del mercurio; los vapores no tienen olor alguno. Es poco susceptible de alterarse al aire libre y temperatura ordinaria; espuesto al calor arde como el zinc, produciendo un humo denso y un óxido de color moreno-rojizo. Descompone el agua pura mediante el calor. El ácido sulfúrico dilatado le disuelve con lentitud, y desprendimiento de gas hydrógeno. El ácido acético le ataca con facilidad. Combínase directamente con el azufre, selenio, fósforo, y arsénico. Absorve el cloro gaseoso, y se disuelve en el líquido. Forma ligas con un gran número de metales.

ESTAÑO. — *Historia.* — El estaño, llamado *Júpiter* por los antiguos químicos, fue conocido desde los mas remotos tiempos.

Estado. — Solo se encuentra este cuerpo al estado de óxido, y sulfuro, y aun en este es raro; como encierra metales estraños, puede colocarse entre los minerales de cobre. Las minas abundantes de estaño son raras; las mejores se encuentran en India, España, Alemania, é Inglaterra. Se han descubierto últimamente en Francia en los departamentos del Haute-Vienne, Cote d'or, y Seine inferieur; pero no ofrecen ventaja sus explotaciones.

Estraccion. — El óxido existe ó bien diseminado, ó en roca; en el primer caso se quebranta ó machaca el mineral; en el segundo se le lava. Cuando contiene sulfuro de hierro, cobre, ó arsénico, se le debe esponer con mucho cuidado á la influencia de un calor, que no esceda el rojo mo-

reno. Terminada la operacion , se pone el mineral casi rojo todavía en cubas llenas de agua, con el objeto de que se disuelvan los sulfatos de cobre y hierro. Se lava para separar los óxidos de estas dos últimas sustancias , que se hallan mezclados con el de estaño , al cual solo le queda cierta porcion de tungstos y algunos átomos de la piedra que sirve de matriz al mineral ; purificado el óxido de este modo, se coloca en un horno que tenga fuelle , ó en uno de reverbero , donde se opera la descomposicion ; de aquí se conduce el estaño á tres recipientes ; en ellos se purifica decantándoles ; las escorias sobrenadan en el baño , y los metales menos fusibles se deponen , manteniendo una temperatura regular y conducente.

El estaño de la India ó de Malaca se halla ordinariamente puro ; los demas contienen siempre un poco de hierro y cobre. Margraff dijo ya en 1745 como casi siempre contenia el estaño una gran cantidad de arsénico , motivo por el cual era nocivo fabricar con dicho cuerpo utensilio alguno de cocina. Bayer y Charlard probaron como esta opinion no era muy fundada , asegurando que el estaño de Banca y Malaca se hallaban perfectamente puros , y que las otras especies solo contenian lo mas $\frac{1}{600}$

Propiedades. — El estaño es de un blanco casi tan brillante como la plata ; muy maleable , de modo que se le puede dar la forma de hojitas sumamente delgadas ; es tambien muy ductil ; y en cuanto á su tenacidad , ocupa la línea 5^a entre los metales que disfrutan semejante propiedad al mas alto grado. Es muy blando , si bien menos que el

plomo; no es elástico, ni en su consecuencia sonoro; se le puede plegar sin romperlo, y cada vez produce un ruido particular llamado *crugido del estaño*; se le obtiene cristalizado. Su densidad es de 7,293; se funde á los 212. Parece sea volátil, pues que arde con llama y humo; sin embargo es posible tenerle durante muchas horas expuesto á una temperatura muy elevada, sin que disminuya sensiblemente de su peso. El estaño tiene un olor y sabor característicos. El aire seco y aun húmedo le alteran muy poco; mas por medio del calórico se oxida rápidamente, ofreciendo en su superficie los colores del iris. No descompone el agua sino á la temperatura roja, cambiándose en protóxido; la resuelve por medio de los ácidos, y el gas hydrógeno que se desprende tiene un olor nauseabundo. El ácido azoótico de 6 á 15° disuelve el estaño á la temperatura ordinaria sin desprendimiento de gas; el agua y ácido son tambien descompuestos; fórmase protóxido de estaño y amoníaco, que quedan combinados con el exceso de ácido; el azoótico á los 50° no tiene accion sensible; á 40°, le ataca con bastante energía, convirtiéndole en deutóxido, sin disolverle. El sulfúrico concentrado é hirviendo ataca al estaño, desprendiéndose ácido sulfuroso, hydrógeno, y gas sulfhydrico; el azufre se depone y forma un proto ó deuto sulfato. El sulfuroso obrando sobre el estaño da origen á un sulfito é hypo-sulfito de dicha sustancia. El clorhydrico le disuelve con facilidad, formándose por el desprendimiento del hydrógeno un proto-cloruro, que resta disuelto por medio de aquel. El acético, oxálico, y otros varios ácidos

vegetales obran de un modo muy sensible sobre el estaño, principalmente auxiliados del calórico; transformándose en proto-sales.

Usos.—Se emplea por sí solo, y forma con otros metales muchas ligas utilísimas.

N. D. T. Varios ácidos disuelven al estaño, y algunas de las sales que resultan se utilizan en tintura como mordentes.—En medicina se emplea poco el estaño; antes se le usaba como vermífugo; pero otras sustancias le reemplazan hoy bajo tal aspecto.

NICKEL. — En 1751 anunció Crousted la existencia de este metal en la mina conocida con el nombre de falso cobre. Bergmann confirmó su existencia, acerca la cual algunos químicos dudaron; y posteriormente le han estudiado los señores Vauquelin, Proust, Laugier, Berthier, etc.

Se encuentra en la naturaleza al estado de óxido, de sulfuro, de arseniuro, arsenio-sulfuro, arsénito, arseniato, silicato, etc. Para extraerle se emplea el arsénio-sulfuro nativo, ó un producto llamado *speiss* compuesto de sulfo-arseniuros, que se separan al fundirle para preparar el ultramar, el mineral de cobalto, la arena, y potasa.

El nickel es pulverulento, ligeramente aglomerado, poroso, y de un gris blanco mate; toma un hermoso blanco, y mucho brillo si se le bruñe; se aplasta al golpe del martillo. Su densidad, después de fundido, es de 8,402. Se funde con menos facilidad que el hierro, pero mejor que el manganeso. Es fijo; el aire no le altera á la temperatura ordi-

naria ; al calor rojo se oxida lentamente, y tambien descompone el agua. El ácido nítrico le ataca con facilidad ; los vegetales (es decir, ácidos) le alteran poco á poco, y en contacto con el aire. Precipita de sus disoluciones al cobre y demas metales de las dos últimas séries. Se combina directamente con el carbono, azufre, selenio, fósforo, y arsénico. Calentado con el cloro le absorve lentamente. Forma ligas con un gran número de metales; constituye con el cobre y zinc una muy preciosa, que imita la plata y se llama *maillechort*.

COBALTO. — Desde el siglo XV se empleaba el mineral de cobalto para dar color azul al vidrio; pero hasta el año 1733 no pudo conseguir Brand extraer un metal que estudiaron primero Lehemann en 1761, luego Bergmann en 1780, y posteriormente Tassart, Vauquelin, Proust, Laugier, Berthier, y Liebig.

Usos. — El cobalto al estado de pureza no lo tiene; pero se emplean su óxido y arseniato para dar color azul á la porcelana, y para hacer el azul de cobalto, y el ultramar.

Estado. — El cobalto se encuentra al estado de sesqui-óxido, al de sulfato ó arseniato; pero lo mas regular es hallarle combinado con el hierro, arsénico, y azufre al estado de sulfo-arseniuro. — **Estraccion.** Sácase de este último producto.

Propiedades. — El cobalto es sólido, duro, y quebradizo; su grano es apretado; es ductil cuando se le calienta; su color es blanco-gris; su densidad de 8,6131. Es magnético, cuya propiedad pierde cuando contiene arsénico.—Se funde á 130 p., casi al mismo grado que el hierro. El cobalto fun-

dido no experimenta alteracion alguna en el aire á la temperatura ordinaria; espuesto al calor rojo se oxida, y á un grado mas alto arde con una llama encarnada. Descompone el agua, y es atacado por los ácidos sulfúrico, clorhydrico, y nítrico.—Forma con otros metales varias ligas.

METALES DE LA 4ª SECCION. — Los que la componen tienen por carecteres principales no descomponer el agua ni á la temperatura ordinaria, ni á la elevada, y de absorber el oxígeno á esta última; son en número de catorce; entre ellos el arsénico, molybdeno, cromo, vanadio, tungsteno, colombio, antimonio, titano, y telurio son acidificables; el urano, cerio, bismuto, cobre, y plomo no son sino oxidables.

ARSENICO.—Fue conocido desde la mas remota antigüedad; Dioscórides se sirvió ya de él bajo el nombre de *arsenicum*. Aristóteles le conocia con la denominacion de *sandaraca*. Paracelso supo que podia estraerse un metal del arsénico blanco. Se encuentra en la naturaleza algunas veces al estado metálico, si bien mas frecuentemente combinado con el azufre y otros metales.

El arsénico es sólido, de un gris de acero, frágil, brillante cuando su fractura es reciente; pero que se empaña luego de espuesto al aire libre; su textura es granugienta y escamosa; comunica á los dedos un olor muy sensible al frotarle. No tiene sabor; su gravedad específica=5,959. Sometido á un calor de 180° se volatiliza sin fundirse. Para obtener este último resultado es menester calentarle bajo una presion mayor que la de la atmósfera.

El oxígeno y el aire húmedos oxidan lentamente al arsénico ; pero á una temperatura elevada es absorbido aquel muy pronto , y se forma un ácido blanco llamado *arsenioso*. Muchos metaloides, el hidrógeno entre ellos, se combinan con el cuerpo de que tratamos , como asimismo la mayor parte de los metales. El agua no disfruta acción alguna sobre él , á menos que no contenga aire , en cuyo caso el arsénico se ampara del oxígeno disuelto , y forma ácido arsenioso , que igualmente disuelto constituye un compuesto conocido con el nombre de *mata-moscas*.

El arsénico se encuentra al estado nativo , al de óxido , al de sal , y combinado con el azufre , ó diversos metales. Se le obtiene tratando el óxido blanco por el carbon , que se ampara del oxígeno, y el arsénico queda al descubierto , y se volatiliza.

Unido al estaño , cobre, y platina sirve para hacer espejos de telescopio. La historia de uno de sus compuestos , *el ácido arsenioso*, es mucho mas importante ; de ella hablaremos en otro lugar.

CROMO.—Fue descubierto en 1797 por Vauquelin al examinar el plomo rojo de Siberia ; á esta época se refieren un gran número de compuestos, cuyo conocimiento ha ensanchado el círculo de las combinaciones químicas útiles en las artes.

El óxido verde de cromo se emplea para pintar del verde mas sólido y brillante los esmaltes y porcelanas. El cromato de plomo, ó amarillo de cromo constituye el mas bello y permanente de los colores amarillos minerales.

MOLYBDENO , TUNGSTENO , COLOMBIO , VANADIO,

TITANO , TELURO. — Tan solo señalaremos estos cuerpos , cuyas propiedades ofrecen las mayores analogías entre sí , y que son comunes á las de los de esta seccion. El tratar particularmente de ellos seria alejarnos demasiado del obgeto que nos hemos propuesto.

ANTIMONIO. (*Régulo de antimonio , antimonio crudo , Stibiun.*)—Este metal, descrito la primera vez por Basilio Valentin, es sólido , blanco-azulado , muy brillante , fácil de reducir á polvo, de textura laminar; desarrolla un olor bastante sensible al frotarle , y su densidad es = 6,7021. Entra en fusion á un grado menos elevado que el calor rojo. Cuando se le funde , presenta , si se le deja enfriar poco á poco , en la superficie del residuo ó escoria una cristalización semejante á las hojas de helecho ; si el antimonio es puro no ofrece semejante fenómeno , presentando en su lugar una textura granugienta. No es volátil sino le atraviesa una corriente de gas.

El aire y el oxígeno húmedos tan solo le empañan ; pero á una temperatura elevada se oxida el metal fácilmente , desprendiendo una luz muy viva. El óxido blanco que resulta es siempre el protóxido.

Arrojado en el cloro gaseoso , se inflama el antimonio y produce un *cloruro* , ó dígase *manteca de antimonio*. El azufre , iodo , bromo , fósforo , y la mayor parte de los metales , pueden combinarse igualmente con él.

Se presenta el antimonio al estado nativo , al de óxido , sulfuro , y de óxido-sulfuro. Se le extrae de su sulfuro ; al efecto se le somete á la accion

del fuego y al aire libre; trasfórmase en óxido, que se trata por el carbon, ó una sustancia vegetal, y aun mejor y mas sencillo, por el hierro; este se ampara del azufre, y deja al antimonio al descubierto.

Se le emplea en la preparaciou del kermes, tártaro emético, y azufre dorado; entra en la composicion de la mezcla con que se fabrican las letras de imprenta, etc.; en otro tiempo se hacian unas esferitas llamadas píldoras perpétuas.

URANO.—URANIUM.—En 1787 descubrió Klaporth el urano en el mineral que se conocia con el nombre de *pech-blenda*. Los que contiene el metal de que tratamos, y que se encuentran en la naturaleza son: 1º el oxidulo; 2º el hydrato de deutóxido; 3º el sulfato; 4º el fosfato calcifero, ó uranito de Autun; 5º el fosfato aurifero; 6º el carbonato.

El metal de que tratamos es de poco interes para detenernos en minuciosos detalles. Peligot nos dice como al estudiar últimamente los compuestos del mismo, se ha convencido de que el producto tomado hasta aquí por urano era una combinacion de un metal llamado *uranium* con el oxígeno.

CERIO.—Le estrajo Klaporth de la cerita. Es raro, y poco interesante.

BISMUTO.—Este metal no le conocieron ni los griegos ni los romanos; pero Agricola hizo mencion de él en sus escritos por el año 1529. Se halla al estado nativo, al de sulfuro simple ó compuesto, de arseniuro, telururo, y de fosfosilicato. Casi siempre se explota el bismuto nativo, y como

es muy fácil de fundir, basta calentarlo en crisoles para obtenerle. Se emplea el bismuto para hacer el blanco de afeite, ligas fusibles, y para preparar algunos esmaltes; es de un blanco-gris un poco rojizo, y de una estructura laminar y brillante. Se le obtiene con facilidad; cristaliza en figuras derivadas del cubo; al estado de pureza es ductil; tiene poca tenacidad; es menos duro que el cobre; su densidad es de 9,822; se funde á los 247°; se volatiliza á los 30° del pyrom.; espuesto al aire húmedo se empaña; se oxida fácilmente sometido á la influencia del calórico. No descompone el agua en ninguna circunstancia; se disuelve en el ácido nítrico, y en el agua régia. Los ácidos clorhídrico y sulfúrico no le alteran sensiblemente; este último concentrado le disuelve á una temperatura elevada. Se combina directamente con el azufre y selenio. Tiene poca afinidad con el fósforo. Calentado con el cloro, se inflama y convierte en cloruro. Se liga muy bien con la mayor parte de los metales.

COBRE.—*Historia.*—Conócese este cuerpo desde tiempo inmemorial; hacía parte de las armas é instrumentos cortantes de los antiguos. Los griegos y romanos le sacaban de la isla de Chipre, de donde deriva su nombre *cyprium*, y por corrupción *cuprum*.

Estado.—El cobre se encuentra en varios estados: 1° al nativo, que se halla en gran cantidad, y bastante puro hasta hoy día; 2° los cobres oxidados y oxidulados; 3° el grupo mas numeroso es el de los sulfuros simples y compuestos; 4° los seleniuros, y arseniuros; 5° los sulfa-

tos, fosfatos, arseniados, silicatos, carbonatos cromatos. Existen los minerales que le contienen en los terrenos antiguos y secundarios; abundan principalmente en la piedra llamada asperon rojo.

Para obtener el cobre nos podemos valer de su óxido ó su carbonato, que se calcina muy bien con el carbon. Por lo regular se extrae del sulfuro, sometiéndole á la influencia del calórico; el oxígeno del aire quema ó consume el azufre, y oxida el metal; en seguida se trata el óxido por el carbon á una temperatura elevada.

Propiedades. — El cobre es de un color rojo muy pronunciado; cristaliza en romboedro por fusion y enfriamiento; por la via húmeda lo verifica en cubos, del mismo modo que se encuentra en la naturaleza. Es mas duro que el oro y la plata, pero menos sonoro. Despues del hierro es el mas tenaz de los metales, y con respecto á la maleabilidad ocupa la tercera línea, y la quinta en cuanto á su ductilidad. Cuando se funde ofrece una densidad de 8,788; si está estendido es de 8,78; se funde á 27° pyrom. Si se le somete á un grado de calórico mayor, produce vapores que comunican á la llama un color verde; pero es muy poco volátil. Tiene un sabor y olor muy desagradables. La mayor parte de las combinaciones del cobre obran como venenos en nuestra economia.

A la temperatura ordinaria no le altera el aire seco; pero si está húmedo forma el verdete ó digase *hydro-carbonato cuivricado*. Si se le calienta al aire sin fundirse, se cubre de escamitas de protóxido; el cobre no descompone al

agua ni á la temperatura ordinaria ni á la elevada. El ácido nítrico le oxida y disuelve; el sulfúrico dilatado le convierte al contacto del aire en sulfato de cobre; mas si está concentrado le atacan con desprendimiento de ácido sulfuroso. El clorhídrico obra sobre el cobre dividido. Los ácidos vegetales solo obran sobre él al contacto del aire, del mismo modo que los aceites crasos. Semejante propiedad explica el por qué los alimentos cocidos en vasijas de cobre bien limpio no son venenosos, si no se dejan enfriar en ellas; pues en este caso es cuando el aire puede atravesar el líquido, penetrar hasta el metal, y favorecer su disolución.

Si el agua contiene una pequeña cantidad de sal marina, disfruta una acción enérgica sobre el metal de que tratamos; una disolución concentrada no le ataca, por no contener aire. El azufre, selenio, fósforo, y arsénico, se combinan con el cobre, auxiliados del calórico. El cloro y bromo se unen con desprendimiento de luz. Forman ligas con todos los metales, excepto el hierro y plomo.

N. D. T. Todas las preparaciones salinas del cobre son venenos violentos, de cuyos funestos efectos hay por desgracia ejemplos numerosos, debidos á la negligencia de los encargados de limpiar los utensilios de cocina contruidos con aquel metal, y que se dejan muchas veces espuestos á la acción de sustancias ácidas. Para remediar tales accidentes se ha aconsejado el azucar, como capaz de descomponer el verdete; mas la ob-

servacion ha provado, que si bien en los laboratorios se opera prontamente tal descomposicion, no sucede asi en el estómago; en su vista el Dr. Orfila recomienda como medio mas á propósito, en vez del azucar, las claras de huevo batidas en el agua, y es segun dicho sabio el antídoto mas cierto y eficaz, como igualmente los eméticos vegetales susceptibles de eliminar los productos corrosivos, que pudieran por su man-sión desorganizar las paredes del estómago. — Empléase tambien el cobre y sus preparados al exterior para destruir varias fungosidades, y cauterizar algunas úlceras atónicas y carcinomatosas; entra igualmente en la preparacion del unguento egipciaco, algunos ceratos, emplastos, etc., etc., compuestos usados en veterinaria. Los pintores utilizan el acetato de cobre, con cuya sustancia dan un bello color verde, y de duracion; se disuelve dicho cuerpo en un aceite apropiado, ó en el barniz.

PLOMO. — Los químicos antiguos designaron con el nombre de Saturno á este metal, conocido desde los mas remotos tiempos. Los alquimistas trabajaron mucho, esperando verle convertido en plata.

El plomo se encuentra por lo regular al estado de sulfuro; algunas veces combinado con el selenio, y telurio; otras al estado de sulfato, carbonato, fosfato, cromato, molybdato, tungstato, arseniato, y aluminato hidratado.

Estraccion. — Se saca principalmente del sulfuro, ó sea *galena*, muy abundante en la natu-

raleza. Se separa el azufre : 1.º oxidando y sulfatando una porcion de sulfuro , mediante un calórico poco pronunciado , y luego uniendo sulfuro frio ; despues de elevada la temperatura , resulta gas sulfuroso y plomo metálico. Se les somete otra vez al fuego , hasta que se haya formado un exceso de óxido , que se descompone por medio del carbon. Cuando el sulfuro de que se trata contiene muchas materias extrañas , se cuida eliminarlas , añadiendo las sustancias capaces de combinarse con ellas , sin cuya precaucion se perderia una cantidad considerable de plomo.

Cuando se emplea un mineral puro , y se opera en pais donde el hierro cueste poco , se puede calentar este último cuerpo con el sulfuro de plomo , y se obtiene dicho producto muy en breve.

Propiedades. — El plomo es de un color blanco-azulado con bastante brillo cuando está recién cortado ; es algun tanto blando para rayarle con la uña. Su tenacidad es muy poco pronunciada ; su dureza de 11,3803 á 17º ; sin embargo disminuye cuando se le bate , al contrario de lo que sucede con los demas metales. Se funde á los 334º ; cuando se le calienta mucho , se volatiliza , esparciendo vapores que se hacen visibles en el aire. Casi no tiene sabor alguno , pero sí un olor particular muy fuerte. El plomo se empaña *al aire* , y se vuelve gris-negro , cubriéndose de una capa de sub-óxido ; fundido arde rápidamente , y se convierte en protóxido. No altera en nada al agua.

Los ácidos inoxidantes no le atacan hasta tan-

to que él se oxida por el contacto del aire. El ácido carbónico produce el mismo efecto. El nítrico le ataca muy mucho; el sulfúrico cuando está concentrado é hirviendo; el clorhydrico no tiene accion alguna; pero se forma un cloruro por medio del agua régia. El azufre, selenio, fósforo, y arsénico, se combinan directamente con el plomo. Forma ligas con muchos metales.

Usos. — Se fabrican con el plomo varios utensilios, como calderas, etc.; entra en la soldadura de los hojalateros, en los caracteres de imprenta; aprovecha tambien en la esplotacion de las minas de oro, plata, etc. Y por último, hace parte de muchos medicamentos.

N. D. T. — Con efecto; combinado con el óxigeno en tres proporciones distintas, forman sus óxidos unidos con los ácidos sales mas ó menos solubles. Entre estas combinaciones artificiales, citaremos las mas interesantes y de uso mas general en la medicina. El *protóxido fundido* entra en la preparacion de un gran número de emplastos y unguentos; se compone de 100 partes de plomo y 8 de oxígeno; hervido con el vinagre forma el *sub-acetato de plomo* llamado vulgarmente *extracto de saturno*, líquido muy pesado, que disuelto en agua forma *el agua blanca* ó de Goulard. Si el óxido se ha saturado mucho de vinagre, produce la disolucion abandonada á sí misma cristales de *acetato de plomo neutro*, (*sal ó azucar de saturno*) de un sabor azucarado en un principio, y despues astringente y estíptico. Esta sal está compuesta de 58,7 de

ácido acético, 27 de óxido de plomo, y 14,3 de agua. Es eflorescente. Se la emplea en dosis de un grano para combatir las diarreas colicuativas, hemorragias pulmonales, uterinas, é intestinales, como asimismo los catarros crónicos. Al exterior se administra como astringente y repercusiva en las oftalmías, inflamaciones superficiales de la piel, quemaduras, contusiones, etc.

METALES DE LA 5.^a SECCION. — Entre ellos, solo merece ocuparnos detenidamente el **MERCURIO.** — *Historia y usos.* — Es uno de los metales conocidos desde la mas remota antigüedad, y sobre el cual han trabajado mas los químicos. Los alquimistas le estudiaron muy particularmente, considerándole como una plata imperfecta; le daban en su vista el nombre de *plata viva*. Sus investigaciones, aunque dirigidas hácia un objeto que no consiguieron, no han dejado por ello de producir resultados satisfactorios bajo otros conceptos. Aprovecha el mercurio para recoger y medir los gases, hacer termómetros y barómetros; unido al estaño constituye el azogado de los espejos; combinado con el azufre se usa en pintura bajo el nombre de vermellon. En medicina constituye la base de varios medicamentos preciosos.

Estado. — Bajo ocho aspectos diferentes existe el mercurio en la naturaleza: 1° al estado metálico; 2° al de sulfuro; 3° al de sulfuro zinccífero; 4° de bi-sulfuro zinccífero; 5° al de seleniuro; 6° al de protocloruro; 7° al de ioduro; 8° y por último al de amalgama de plata.

Estraccion. — Se saca principalmente de los

sulfuros ; mézclase el mineral con cal apagada, y se destila en retortas.

Propiedades. — El mercurio es de un color blanco, muy brillante, sin olor ni sabor. Es líquido hasta— $39^{\circ},44$. Cuando se solidifica se asemeja al plomo por su maleabilidad, ductilidad, y tenacidad; produce al mismo tiempo sobre nuestros órganos igual sensación que un cuerpo muy caliente. Hierve á 360° ; á 20 produce vapores sensibles; á 80° se volatiliza en cantidad considerable con el vapor del agua. Cuando está sólido es su densidad igual á 14,0191; líquido á 17 la ofrece de 13,5886. El agua parece no le oxida, aun cuando le empaña un poco. Calentado hasta 350 absorve el oxígeno, y forma un óxido rojo. No descompone el agua.

El ácido nítrico le disuelve á la temperatura ordinaria; el sulfúrico concentrado mediante el calor; el sulfuroso y fosfórico no le atacan. El azufre, fósforo, arsénico, y cloro se unen directamente al mercurio. Forma *amalgamas* con un gran número de metales.

N. D. T. — El mercurio se usa mucho en medicina en vista de sus propiedades anti-sifilíticas. Todos sus preparados obran casi del mismo modo; también disfrutan una influencia muy pronunciada sobre la aborción, cuya actividad aumentan, haciendo desaparecer los infartos de las vísceras y varios tumores mas ó menos voluminosos. Los mercuriales no solo producen buenos resultados en la curación de las enfermedades sifilíticas, si también en la peritonitis puerperal, algunas fiebres

continuas, cólera, afecciones verminosas, herpéticas, y escrofulosas. —Mucho habría que hablar si se hubiesen de describir todas las composiciones farmacéuticas en que entra el mercurio; tan solo indicaremos como el agua hirviendo se carga de sus moléculas; que entra al estado de division en las píldoras de Cadet, Brugnatelli, en el mercurio gomoso de Plenck, unguento mercurial, emplasto de Vigo, etc. Combinado sea con el oxígeno, con el iodo, cyanógeno, ó ácidos nítrico, sulfúrico, y acético, forma óxidos, ioduros, cyanuros, nitratos, deuto-sulfatos, y acetatos, cuyo uso tanto interno como externo es tan frecuente como útil en la práctica.

OSMIO, IRIDIO, RHODIO, PALADIO. — Estos cuatro metales se encuentran en la mina de platina. *El primero* le descubrió Tennant en 1803. Se presenta bajo la forma de un polvo negro, ó una masa aglomerada, de un blanco que tira á azul gris. — *El iridio* fue descubierta por Descostils y Tennant en el mismo año; le dieron este nombre por la variedad de color que ofrecen sus disoluciones; es de un gris-blanquecino, y su densidad = 15,68. — *El rhodio* le descubrió Wollaston en 1804, dándole tal nombre por ofrecer un color rosa algunas de sus disoluciones; es blanco, y su densidad de 10,65. — Por último el sabio antes citado consiguió aislar en 1803 al *paladio*, metal hermoso, de un blanco plateado, y cuya densidad es de 11,3.

METALES DE LA 6ª SECCION. — No absorven el oxígeno á ninguna temperatura, y no des-

componen tampoco el agua ni á la ordinaria ni mediante el calórico. Este fluido imponderable tan solo resuelve sus óxidos.

PLATA. — Este metal era conocido desde los mas remotos tiempos ; se le encuentra en la naturaleza bajo muchos estados : 1° al de plata nativa; 2° sulfurada ; 3° seleniada , telurada , arseniada , y unida á otros metales , 4° al de cloruro y ioduro ; 5° unida al oro , antimonio , y mercurio ; 6° al de carbonato. Finalmente , se halla , aunque en corta porcion , en la mayor parte de los sulfuros de plomo , cobre , y arsénico.

Estraccion. — Son varios los procederes empleados al efecto , segun la naturaleza de los minerales que la contienen. Estos métodos consisten en reducir la plata al estado metálico , y ligarla con el plomo ó mercurio. Se la separa del primero de estos metales mediante la *copelacion* , que consiste esencialmente en oxidar el primero de aquellos por medio del calórico ; se la deja libre del segundo destilando la amalgama ; en cuyo caso el mercurio se evapora , y la plata queda sola. Sin embargo, no se halla todavia químicamente pura; resultado que se obtendrá del modo siguiente. Se forma un cloruro de plata , precipitando al efecto el nitrato de dicha sustancia por la sal marina ; se se le lava bien con agua hirviendo ; se funde en un crisol una cantidad de potasa dos veces mayor , y cuando está líquida , se le añade poco á poco cloro , que se descompone , desprendiendo el oxígeno y el ácido carbónico ; se calienta en seguida hasta el punto de fusion , y se obtiene por residuo plata pura.

Propiedades. — Es de un color blanco, puro y muy brillante; cristaliza en octaedros ó en cubos; no tiene olor ni sabor. Despues del oro es el mas maleable y ductil de los metales; su densidad es de 10,4743; se funde á los 22° pyr. W. Es muy poco volatil. El aire no la oxida. Lucas nos dice que fundida absorve oxígeno, y en una cantidad 22 veces mayor que su volúmen, segun Gay-Lussac, si bien le abandona totalmente por enfriamiento espontáneo. Una dosis muy pequeña de oro ó cobre le hace perder esta propiedad. El ácido nítrico la ataca fácilmente; mas el sulfúrico no ejerce accion alguna, si no está concentrado. El clorhydrico obra sobre ella. Los ácidos vegetales no tienen influencia alguna; los alcalis cáusticos, y los carbonatos ó nitratos alcalinos, no la atacan si está pura. Combínase directamente con el fósforo, azufre, y arsénico. Por medio del calórico descompone el gas sulfhydrico. Forma ligas con un gran número de metales, pero no con el cobalto y hierro.

Usos. — En virtud de la propiedad que tiene la plata de ser inalterable, se la utiliza para hacer una porcion de utensilios, y alhajas; forma ademas la mayor parte de nuestra moneda. En medicina se la emplea al estado de azoato.

ORO. — Este metal conocido en todos tiempos es sólido, amarillo, muy brillante, inodoro, é insípido. Es el mas ductil y maleable de todos. Reducido á láminas de 0^m,00009 de diámetro, es trasparente y deja pasar la luz, cuyo fluido adquiere un color verde azulado. Es muy tenaz, y poco

duro. Su gravedad específica = 19,257. Es menos fusible que la plata; no es volátil.

El oxígeno del aire no le altera de modo alguno, sea á la temperatura que fuere; algunos químicos creen puede oxidarse mediante una fuerte descarga eléctrica; sometido el oro á la influencia de tan poderoso agente se trasforma en un polvo de color púrpura, que no es segun Buisson otra cosa sino el mismo metal muy dividido.

Todos los metaloides se unen al oro, escepto el boro, silicio, carbono, y azoe. Un gran número de metales se combinan con él, y forman ligas interesantes.

El oro no se encuentra sino al estado nativo, ó en combinacion con un poco de plata, cobre, y hierro; se le halla en las arenas llamadas *auríferas*; y para obtenerle se las lava, separando el oro, que se amalgama; y evaporándose el mercurio por la destilacion, deja solo aquel metal. Cuando contiene otras sustancias estrañas, es decir térreas, se las muele tambien con mercurio, que se une al oro, y del cual se le separa luego por medio de la destilacion.

El oro sirve para fabricar vasos y alhajas mas preciosas que las de plata; aprovecha tambien para hacer moneda; precipitándole de su disolucion nitro-hydroclórica por medio de cloruro de estaño, se obtiene el *púrpura de Cassius*; tratando la misma disolucion por el sulfato de protóxido de hierro se consigue el oro en polvo, con que se dora la porcelana.

PLATINA. — Aunque este metal fue conocido desde 1735, no se le ha podido forjar conducente-

mente sino de 30 años á esta parte; antes de esta época se empleaba el arsénico para unirla. En 1752 anunció Scheffer este proceder puesto en práctica y perfeccionado por Willis, Margraf, Guyton, etc. El primero que fabricó objetos con el metal en cuestión fue el platero Zanetti. La platina es un cuerpo sólido, casi tan blanco como la plata, muy brillante, ductil, y maleable; es tan blando que se le puede rayar con la uña. Su tenacidad es grande; y su gravedad específica de 21,53, que es la mayor de todos los cuerpos conocidos. Solo se funde por medio del soplete de gas.

El oxígeno del aire no disfruta sobre ella influencia alguna ni á la temperatura ordinaria, ni á la elevada. Sin embargo, se la puede oxidar mediante una fuerte descarga eléctrica.

El boro, azufre, selenio, fósforo, iodo, bromo, y cloro, se combinan fácilmente con la platina; lo mismo sucede con la mayor parte de los metales; el iridio y osmio la vuelven muy dura.

Nada diremos sobre la propiedad que tiene de inflamar el hidrógeno; en este lugar tan solo se manifestará como el señor Liebig ha observado que el *negro de platina* (platina en polvo) tiene la propiedad de absorber el gas á la manera del carbon.

Estado natural.—*Estracción.*—Solo se encuentra la platina combinada con el hierro, plomo, cobre, rodio, iridio, paladio, osmio, etc. Para aislarle se disuelven en agua régia estas combinaciones; se vierte en seguida clorhydrato de amoníaco en la disolución, y al momento se produce un precipitado compuesto de cloruro de platina, y clorhydrato de amoníaco; se le recoge y calcina, por

cuyo medio este último, lo mismo que el cloro del cloruro, se desprenden, y dejan por residuo la platina al estado esponjoso. Es muy difícil de forjar; sin embargo, ligándola á un poco de arsénico, que la hace un tanto mas fusible, solo se necesita calentarla al contacto del aire para que pase aquel al estado de ácido arsenioso, que se volatiliza, y la platina restante se deja entonces forjar.

Usos.—El metal de que tratamos, en razon de su inalterabilidad é infusibilidad, es muy precioso para varios instrumentos de cirugía y de química. Sirve tambien para hacer el oido á los cañones de escopetas y revestir el fondo de las cazoletas

§. VI. De las ligas

Hemos visto como los metales podian combinarse unos con otros, y que los compuestos resultantes se llaman *ligas*. Cuando el mercurio entra en combinacion con algun metal, se da al producto el nombre de *amalgama*.

Los químicos no concuerdan todavía sobre si los metales se unen entre sí para formar combinaciones definidas, cual sucede con respecto á los óxidos, sales, etc. Con efecto; unos admiten que se unen en determinadas proporciones; otros al contrario, pretenden que la combinacion se verifica en todas aquellas. Sin embargo, puede creerse que las ligas cristalizadas se forman segun la ley que preside á las combinaciones generales, es decir, á la union de todos los cuerpos.

Propiedades físicas —Las ligas ofrecen la mayor parte de las propiedades físicas que presentan

los metales ; todas son sólidas , escepto la del potasio y sodio , y demas amalgamas con exceso de mercurio ; son brillantes , á menos que no se hallen en polvo fino ; ofrecen un color que les es propio ; son opacas , y disfrutan una densidad que participa de la de los metales de donde dimanar ; todas cristalizan mas ó menos bien. Algunas exhalan un olor particular ; otras son muy sonoras y elásticas. Conducen muy bien el calórico y fluido eléctrico.

Dureza de las ligas. — Una propiedad que les pertenece es ciertamente la de ser mas duras , quebradizas , ásperas , y menos ductiles que lo son por término medio los metales de donde proceden. Se puede decir en general , como las ligas formadas por metales quebradizos lo son tambien sin excepcion ; que las producidas por uno ductil y otro quebradizo son quebradizas , si los dos metales entran en las mismas proporciones ; y que al contrario no participan de propiedades de un metal ductil sino en el caso de que este predomine. Los metales ductiles producen por sí mismos , al combinarse , ligas quebradizas , escepto cuando uno de ellos no predomine por lo regular. Parece que dichos cuerpos disminuyen ó aumentan de volú al unirse , de suerte que su densidad es muy variable.

Descomposicion de las ligas por el calórico. — Sometidas á la accion del fuego , sucede que se calientan rápidamente , dilatan , y funden. Se observa como la liga es siempre mas fusible que el metal menos fusible que entra en su composicion , Cuando los metales que la constituyen tienen casi un grado igual de fusibilidad , la liga es siempre

mas fusible que aquel , cuya fusion se opera mas pronto. Si contienen metales volátiles se descomponen siempre en todo ó en parte , sometidas á una temperatura elevada ; de ello resulta que las amalgamas pierden todo su mercurio , mientras las ligas de arsénico , potasio , telurio , cadmio , y zinc solo se descomponen en parte.

Accion del aire. — El oxígeno y el aire obran sobre las ligas como sobre los metales separados , con la diferencia que su accion es menos enérgica. Si uno de ellos es mas oxidable y el otro no lo es nada , se les puede separar muy fácilmente , oxidando el primero ; por ex. plomo y plata.

Muchas ligas se forman naturalmente. Se las prepara fundiendo los metales en un crisol , y agitando la mezcla despues de fundidos. Se cuele de seguida en moldes , ó en una rielera.

Cuando el potasio ó sodio entran en la combinacion , se le coloca en el fondo de un tubo donde deba operarse , y se la cubre con los demas metales , calentándole en seguida por grados.

Muchas ligas se usan en las artes , cuyas aplicaciones haremos al hablar de cada una en particular , es decir , de aquellas cuya historia nos ocupe , como mas interesantes.

AMALGAMA DE ESTAÑO. — Es líquida , un poco menos fluida que el mercurio ; el calórico la descompone. Absorve con dificultad el oxígeno , y se la obtiene calentando una porcion de estaño y otra de mercurio.

Una parte del primero y tres del segundo forman una amalgama blanda , y de fácil cristalización. Iguales porciones la producen sólida. De ella

se sirven para azogar los espejos , á cuyo efecto se estiende sobre una mesa bien horizontal una hoja de estaño; despues se vierte sobre ella cierta cantidad de mercurio; se coloca encima la luna del espejo, de modo que divida la capa de azogue en dos , y luego se la carga de peso. La amalgama al formarse adhiere fuertemente á las paredes del cristal , y le da la propiedad de reflejar los objetos.

Amalgama de bismuto. — Se presenta bajo una forma en parte líquida y en parte cristalizada; se funde fácilmente , y adhiere á los cuerpos con quienes se pone en contacto, descomponiéndose por medio del calórico. Se la obtiene como la anterior. Empléase para estañar las esferas de vidrio. Se consigue fundiendo juntas una parte de bismuto, y cuatro de mercurio , y vertiéndola antes de que se enfrie en aquellos , cuidando estén bien secos y calientes , y haciendo pasar la amalgama por todos los puntos del mismo. Una parte de ella se solidifica , y produce una hermosa estañadura.

ESTAÑO Y HIERRO. — Se unen directamente cuando se calientan sus óxidos con el carbon; una pequeña cantidad de hierro basta para alterar la blancura del estaño y hacerle sensible al imán.

ESTAÑO Y ANTIMONIO. — Se unen perfectamente , y las ligas son tan blancas como el primero, pero mas duras y menos ductiles. Se fabrican utensilios de estaño con la liga de 0,80 de dicha sustancia, y 0,20 de antimonio.

LIGA DE ZINC Y ESTAÑO. — És ductil, con tal que el zinc no contenga hierro; y si aquellos entran por partes iguales, es tan tenaz como el laton.

ESTAÑO Y PLOMO. — Estos metales se ligan dila-

tándose ; el producto es mas duro y menos blanco que el estaño ; las hay mas fusibles que este último, por ex. la de los hojalateros, llamada soldadura, compuesta de un átomo de cada metal, y cuya densidad es de 9,5535. El estaño preserva al plomo de la oxidacion, que le producirian los ácidos poco enérgicos. Vauquelin ha observado como la liga que solo contiene 0,17 de plomo no se altera ni por el contacto del vino ni vinagre, y puede emplearse en la construccion de utensilios, si bien se empaña mucho mas pronto que otra compuesta de 0,08 á 0,10 de plomo.

COBRE ESTAÑADO. — No es mas que el cobre sobre el cual se ha aplicado una capa muy delgada de estaño. Al efecto se calienta el utensilio que se ha de estañar, y se le frota con una estopa despues de espolvoreado con sal amoníaco, que le limpia ; entonces se calienta de nuevo el cobre, y se estiende una capa de estaño fundido, que se puede cubrir de resina para que no se oxide. Debe continuarse frotando hasta tanto no quede punto alguno del cobre por cubrir.

Concíbese segun ello, no hay en este caso liga alguna de estaño y cobre, sino que el primero de estos metales se halla simplemente justapuesto sobre el segundo ; de aquí su poca duracion.

El estaño unido á $\frac{1}{8}$ de hierro forma una estañadura mas sólida que la anterior.

HOJA-LATA. — No es otra cosa sino hierro en láminas, cuyas dos superficies se cubren de una capa de estaño. Al efecto se desoxida el primero sumergiéndole luego en un baño de sebo derretido, despues en otro de estaño que tenga por cima cierta

cantidad de dicha sustancia crasa, y por último se iguala la capa que le cubre.

Si durante algun tiempo se espone una lámina de hoja de lata á la accion de un líquido formado de tres partes de ácido clorhydrico, dos de ácido azoótico, y ocho de agua, se obtiene un producto que despues de lavado constituye lo que se llama *muer metálico*, es decir, *hoja de lata á aguas*. El objeto de esta operacion se reduce tan solo á disolver la capa superficial de estaño que cubría las zonas formadas por una multitud de cristales. Para obtener *muers* de diferentes matices se cubre la hoja-lata del barníz cuyo color se desea. Se preserva al propio tiempo la lámina de toda oxidacion.

HIERRO Y ZINC.—(*Hierro galvánico.*)— Se obtiene este producto, que hace poco se usa en las artes, metiendo pedazos de hierro bien limpios en el zinc fundido, en cuya superficie se forma una liga que preserva al hierro de la oxidacion; parece segun las nuevas investigaciones que este último, cubierto de una capa de zinc, posee como el acero con respecto al magnetismo propiedades coercitivas.

LIGA DE COBRE, Y NICKEL.—Se obtiene con dos átomos del primero y uno del segundo; es fusible, ductil, tenaz, y de un bello gris de platina.

LIGAS DE COBRE, NICKEL Y ZINC.—Estas ligas, muy usadas por los chinos, se conocen con los nombres de *pakfung*, *toutonague*, *cobre blanco*. Son casi tan blancas como la plata. Segun Gersdorf, las ligas que se componen de

Cobre. . . 0,50—0,55—0,60—0,57

Nickel. . .	0,25—0,20—0,20—0,20
Zinc. . . .	0,25—0,25—0,20—0,20
Plomo. . . .	0,03

sirven: la primera para hacer cubiertos; la segunda para guarniciones de cuchillos, espaviladeras, etc.; la tercera para láminas; y la última para objetos que deban soldarse, como calderas, espuelas, etc.

MAILLECHORT.—Esta liga fabricada en París es de un hermoso color blanco, que imita muy bien la plata; contiene: cobre 0,652, —nickel 0,168, —zinc 0,130, —hierro 0,034, —estaño y cobalto 0,002. El hierro hace las ligas mucho mas blancas, pero al propio tiempo mas ásperas.

LIGAS DE COBRE Y ESTAÑO.—Los antiguos las empleaban mucho en la construcción de armas blancas é instrumentos de labranza. Hoy dia se utilizan para hacer campanas, cañones, y otros varios objetos. — *El bronce*, que sirve para los cañones, contiene de 0,080 á 0,12 de estaño; el de estatuas 0,20 de este último. Tal parece sea la composición del *tam-tam* ó *gonz* de los chinos, cuya densidad es de 8,933. El Sr. d'Aarcet nos dice puede formarse á una temperatura baja, y que adquiere por el temple bastante ductilidad para trabajarle con el martillo; y por último, que si se le deja enfriar con lentitud despues de haberle calentado hasta cierto punto, se hace duro, quebradizo, y muy sonoro.

LIGAS DE ZINC Y COBRE. — Se usan mucho, y se conocen con los nombres de *laton*, *cobre amarillo*, *oro de Manhein*, *metal del príncipe*

Roberto, chlyrsocalo. — El zinc hace pálido al cobre; y en ciertas proporciones da un bello amarillo de oro; en dosis mas considerable produce un amarillo verdoso, y por último gris-verde, si entra por mitad. La composición del mejor laton de Jemmapes es: cobre 0,641; zinc 0,336; plomo 0,020; estaño 0,003. El crysocalo contiene poco zinc, unos 0,080; cobre 0,81, y estaño 0,005. En Inglaterra hacen una triple liga, muy apreciada para fabricar cuchillos, é imprimir telas, compuesta de: cobre 0,815; zinc 0,105; estaño 0,080.

LIGA DE ANTIMONIO Y PLOMO. (*Letras de imprenta.* — Es sólida, maleable, mucho mas dura que el plomo, fusible bajo el rojo cereza; absorbe el oxígeno á una temperatura elevada, formando *un antimonito de plomo*. Se la obtiene fundiendo veinte partes de antimonio, y ocho de plomo; á veces se añaden algunas centésimas de cobre. Sirve, cual antes se ha indicado, para hacer letras y cuadrados de imprenta.

LIGAS DE PLATA Y COBRE. — Las diversas ligas de plata y cobre que se emplean son blancas, menos ductiles y fusibles que la misma plata; no absorven el oxígeno sino á una temperatura elevada, y entonces el cobre se oxida, al paso que la plata queda pura. Para obtener la mejor de las ligas en cuestion se funden en un crisol nueve partes de aquella y una de este. Con ella se hace en Francia toda la moneda de plata.

Si en vez de las proporciones ante dichas se emplean cuatro partes de cobre y una de plata, se obtiene una liga con la cual se hacen tambien mo-

neditas que valen 10 céntimos. La liga que se emplea en las platerías se forma de $9\frac{1}{2}$ partes de plata y $\frac{1}{2}$ de cobre, si se han de hacer cubiertos ó vajilla; pero si se destina á la elaboracion de alhajas, etc., se forma de 8 de aquella y 2 de este.

Las diversas cantidades de plata que componen la liga constituye lo que se llama *ley*, que es de tanto mas valor, cuanto mas plata contiene la liga. Así se dice que la de moneda es de 900/1000; la de baja ley de 200/1000; la que emplean los plateros de 950/1000, ó de 800/1000.

Ensayo sobre las ligas de cobre y plata. — Semejantes análisis son indispensables para determinar la ley de las ligas empleadas en la fabricacion de monedas ó alhajas. Hay un proceder conocido desde la mas remota antigüedad, llamado *copelacion*, cuyo objeto es separar del oro ó plata los metales estraños que puedan contener, calentando al efecto y muy fuertemente la liga en un vaso llamado *copela*, compuesto de una materia capaz de absorber los óxidos estraños que se formen, y el metal noble queda solo y brillante. Para que tal objeto pueda conseguirse es indispensable ligar la sustancia que se ha de ensayar con cierta cantidad de plomo, cuyo óxido al formarse arrastre los de los otros metales estraños. El bismuto puede sustituir al plomo. La copelacion exige indispensablemente que las escorias puedan imbibirse en la copela. Este modo de analizar, tan notable por su sencillez, no da resultados de una exactitud suficiente.

Otro proceder ó método se ha puesto en práctica, al cual llaman por la via húmeda. Se debe á Gay-

Lussac. Consiste en determinar la ley de las materias que contengan plata, mediante una dosis de disolucion de sal marina necesaria para precipitar con exactitud la plata contenida en cualquiera liga. Este método se funda sobre los principios siguientes. La liga disuelta antes en el ácido nítrico se mezcla con una disolucion de sal marina que precipita la plata al estado de cloruro, compuesto del todo insoluble en el agua, y aun en los ácidos. La dosis de cloruro de plata precipitado se determina por el volúmen de la indicada disolucion de sal marina necesaria para precipitar exactamente la plata disuelta en el ácido nítrico. Se reconoce con facilidad cuando se ha verificado del todo, pues entonces cesan de desprenderse vapores nebulosos. Cuando se vierte por grados la disolucion de sal marina en la de nitrato de plata, sucede que una miles. , de metal se percibe en 100 gramas de líquido; se distingue aun muy bien $\frac{1}{2}$ y hasta $\frac{1}{4}$ de miles. , con tal que antes de añadirle la sal marina se halle el fluido del todo limpio. Agitando rápidamente por espacio de un minuto ó dos el líquido que es lechoso, se le clarifica lo bastante para poder apreciar despues de algunos momentos de quietud el enturbiamiento que podrá producir la adición de 1 miles. de plata.

Suponiendo que se opere sobre 1 gram. de plata pura, la disolucion de sal marina debe ser tal que se necesiten 100 gram. en peso, y 100 centilitros en volúmen para precipitar exactamente toda la plata. Esta cantidad de disolucion se divide en 1000 partes llamadas *milésimas*. La ley de una liga se deduce del número de milésimas de sal marina que

disuelve para precipitar la plata contenida en una grama de esta liga.

LIGA DE ORO Y COBRE.—Es de un bello amarillo de oro, menos ductil, mas dura y fusible que el oro; no absorve el oxígeno, sino á una alta temperatura, en cuyo caso el cobre se oxida, y el oro se depura. Se la obtiene fundiendo juntas 9 partes de oro y 1 de cobre. En esta proporcion debe entrar en la moneda; en cuanto á los demas adornos y alhajas, varian las leyes, ó díganse las proporciones; así es que unas veces es de 920/1000; en otras de 840/1000, y por último las hay en que entra por 750/1000, de donde resulta que en el oro puede haber tres calidades, al paso que de plata solo hay dos.

PLATA SOBREDORADA.—Dase este nombre á la plata que se ha cubierto de una amalgama de oro, evaporado por supuesto el azogue. Se cubren con ella una porcion de vasos, cubiertos, etc.

LIGA FUSIBLE EN EL AGUA HIRVIENDO.—Es de un gris aplomado; se funde á 90°; por consiguiente lo verifica en el agua hirviendo ó en el vapor. Para obtenerla basta unir por medio de la fusion 3 partes de estaño, 8 de bismuto, y 5 de plomo. Sirve para sacar copia de medallas. Añadiéndole un poco de mercurio se hace mas fusible, y se utiliza para hacer inyecciones anatómicas.

§. VII. De los óxidos metálicos en general.

Bosquejo histórico.—Los óxidos metálicos son unas combinaciones binarias que resultan, cual indica su nombre, de la union del oxígeno con los

metales. Los antiguos les conocian con el epíteto de *cales metálicas*, y las consideraban como metales desprovistos de flogístico, que el carbon les suministraba por la calcinacion. Su historia comenzada por Lavoissier la completaron muchos químicos, entre ellos los señores Dawy, y Berzelius.

Clasificacion.—Los óxidos se dividen generalmente en tantas secciones cuantas son las de los metales, y segun el mismo orden del que tienen por radical. Sin embargo, se las puede clasificar segun sus propiedades en cuatro grupos diferentes.

1º Ciertos óxidos disfrutan propiedades ácidas bien marcadas, combinándose muy bien con las bases; se les ha llamado ácidos metálicos; tales son el arsénico, arsenioso, crómico, antimónico, antimonioso, tungstico, molibdico, etc.

2º Otros poseen propiedades básicas, y son los óxidos propiamente dichos, que se combinan muy bien con los ácidos.

3º Algunos de ellos no se unen ni á las bases ni á los ácidos, siendo en su consecuencia *neutros*, ó *indiferentes*; de aquí este último nombre que les han dado los autores.

4º Por último, hay óxidos que no se combinan ó unen á los ácidos sino despues de haber perdido una cierta cantidad de oxígeno; á estos se les ha dado el nombre de *óxidos singulares*, en vista de su modo de obrar con respeto á los ácidos; tales son los bi-óxidos de manganeso, y de baryo, el peróxido de potasio, sodio, etc. El conocimiento de estas denominaciones es muy útil, por el uso que de ellas se hace.

Propiedades físicas. — Los óxidos son sólidos,

quebradizos, opácos, de color variable; son inodoros é insípidos, escepto los de la 1.^a seccion, ó aquellos que son solubles. Son mas pesados que el agua, y menos que el metal de donde diman, escepto el potasio ó el sodio. Ninguno de ellos tiene accion sobre la tintura del tornasol; algunos la vuelven el azul, si antes ha sido enrojecida por un ácido. Los óxidos de la primera série y el de magnesio enverdecen el jarave de violeta, y enrojecen el amarillo de curcuma.

Accion del calórico.—El calórico obra de diferentes maneras sobre los óxidos; descompone los de las dos últimas séries, y no altera los de la segunda; entre los de la primera, tercera, y cuarta seccion ninguno puede ser del todo descompuesto por medio del calor; tan solo algunos pierden una parte de oxígeno, y pasan á un grado inferior de oxidacion; tales son los bi-óxidos de calcio, stroncio, manganeso, plomo, sesqui-óxido de sodio, urano, cobalto, etc. Tan solo varía la temperatura á la cual se verifica el cámbio. Ningun óxido es volátil, escepto algunos que desempeñan el papel de ácidos, como el peróxido de osmio, y el ácido arsenioso. Sin embargo, el protóxido de antimonio es volátil. Hay algunos que se funden con facilidad.

Accion de la luz.—Este fluido tan solo obra á lo mas sobre los de la 6.^a seccion, aun cuando no está bien demostrado; por lo cual se cree ser así la accion que egerce sobre el óxido del oro.

Accion de la electricidad.—Todos los óxidos pueden ser descompuestos por una pila de 100 pares; en cuyo caso el oxígeno se marcha al polo

positivo, y el metal descompuesto al negativo. Sin embargo, los de la 2^a seccion no se descomponen sino por medio del aparato de Becquerel; y aun en este caso el metal solo se obtiene al estado de liga.

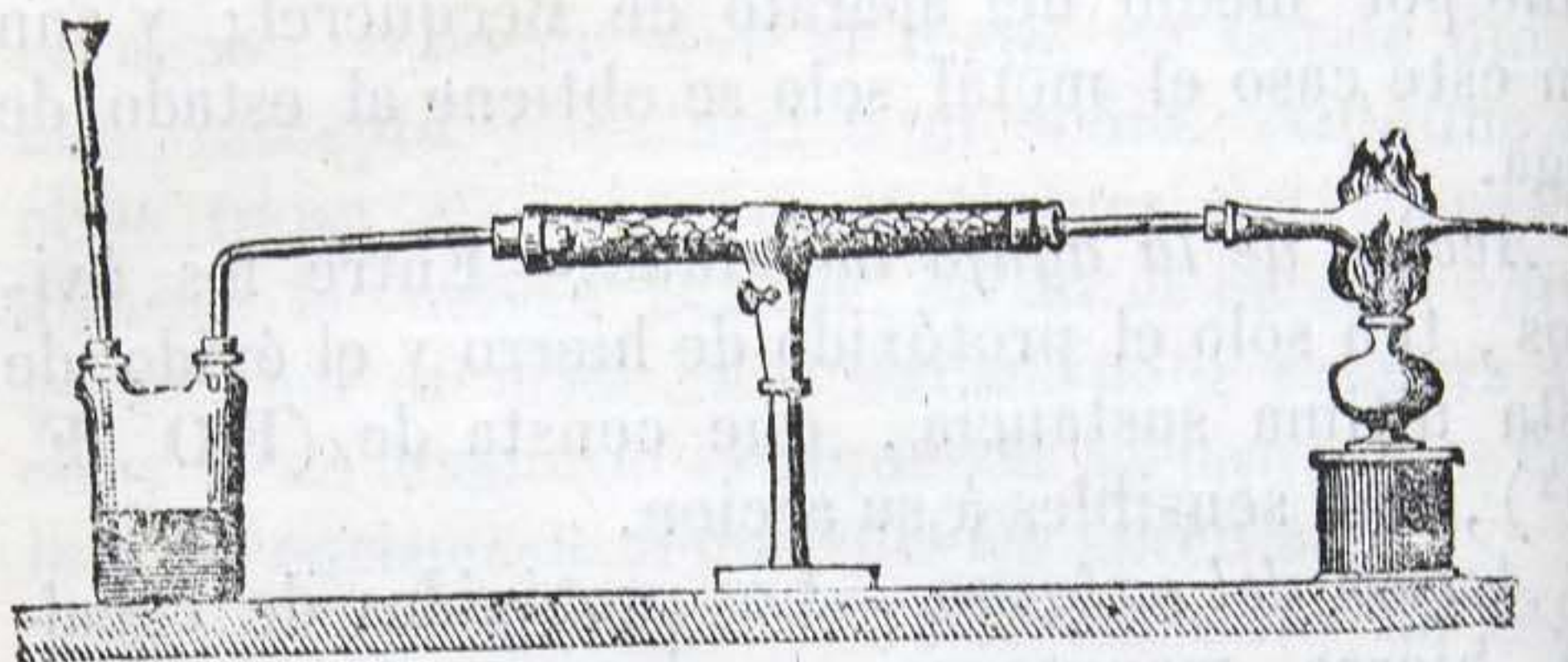
Accion de la aguja imantada.—Entre los óxidos, tan solo el protóxido de hierro y el óxido de esta última sustancia, que consta de (FO, FO^3), son sensibles á su accion.

Accion del oxígeno.—Los protóxidos de cobalto, hierro, manganeso, y algunos otros pueden absorber el oxígeno á la temperatura ordinaria, y sub-oxidarse, con tal que estén hydratados; otros cual los de potasio, bario, etc., solo absorven el oxígeno á una temperatura elevada; pero es necesario que este gas se halle bien seco. Muchos óxidos espuestos al contacto del aire se amparan ademas del ácido carbónico que este fluido contiene.

Accion del hydrógeno.—No descompone los óxidos sino á una temperatura alta; es de advertir que aun no se conoce tenga influencia alguna sobre los térreos y protóxidos alcalinos. En todos casos se forma agua, y el metal queda al descubierto.

Esta reaccion se utiliza muchas veces para volver varios óxidos al estado metálico. El aparato en el cual se verifica ó egecuta la operacion consiste (fig. 32) en un frásco bitubulado que contenga zinc, sobre el cual se vierte por medio de un tubo en forma de embudo ácido sulfúrico dilatado en agua; el gas hydrógeno se desprende por el tubo

Fig. 32.



encorvado ; despues atraviesa otro de grueso calibre , recto , y lleno de cloruro de calcio fundido, sustancia destinada á absorber el agua que el hidrógeno arrastre consigo. Seco el gas de este modo, llega á una ampollita que contiene el óxido metálico calentado hasta el rojo por medio de la lámpara de alcohol. El metal así descompuesto disfruta á veces propiedades particulares. Así se puede obtener hierro metálico espontáneamente inflamable al contacto del aire.

Accion del carbono.—El carbono descompone á una temperatura elevada todos los óxidos metálicos excepto los de la 2.^a seccion y los protóxidos de bario , stroncio , calcio , y lithio. El carbono, uniéndose al oxígeno , forma ú óxido de carbono, ó ácido carbónico , y siempre el metal se descompone. Por medio de tal metaloide y del anterior es como consiguen los artistas la reduccion de muchos metales de uso general.

Accion del fósforo y azufre.—Estos cuerpos obran de dos modos , segun que se opera por la via seca ó húmeda. En el primer caso el metaloide

descompone una porcion del óxido, y se ampara de su oxígeno para formar un ácido muy oxigenado, que se combina con el óxido no descompuesto, si este no se une mediante la misma temperatura, mientras que el metal reducido con una porcion del metaloide forma mediante tal reunion un *fosfuro* ó *sulfuro*. Si se opera al contacto del agua, se verifica igual descomposicion; pero en vez de los ácidos mas oxigenados, no se obtiene con el fósforo sino una corta porcion de ácido fosfórico, y un hypo-fósfito; en este caso el agua se descompone al propio tiempo, de donde resulta un sesqui-fosfuro de hydrógeno. Si se emplea el azufre, se obtiene un hypo-sulfito y un sulfuro sulfurado, ó poly-sulfuro.

Accion del iodo.—Los óxidos de potasio, sodio, bismuto, y plomo son descompuestos en seco y á una alta temperatura por el iodo; el oxígeno se desprende, y el iodo se une al metal.

Los protóxidos de estaño y de cobre pasan al estado de peróxidos, mientras que una parte del metal se une al iodo. Tambien parece se combina con la baryta, estronciana y cal, y no disfruta accion sobre los otros óxidos.

Por medio del agua se forma siempre un iodato á espensas del oxígeno del ácido, y un ioduro mediante la combinacion del metal descompuesto, y una parte del iodo.

Accion del cloro.—Disfruta sobre los óxidos una accion digna de notarse. Con efecto; si se hace atravesar una corriente de aquel por medio de un óxido metálico espuesto al calor rojo en un tubo horizontal, se observa como el oxígeno se desprende,

cuyo sitio ocupa el cloro. Parece que solo se exceptúan de esta regla los óxidos de la 2.^a serie.

Si en vez de esta operacion, se hace pasar una corriente de cloro al traves de agua, que tenga disuelto ó suspenso un óxido, este será en parte descompuesto, y su metal formará un cloruro con una parte de cloro; su oxígeno, uniéndose á otra porcion de dicho cuerpo, constituirá ácido hypo-cloroso, que se une al óxido no descompuesto. Si la disolucion es concentrada, ó si la temperatura se eleva mientras se verifica la reaccion, entonces una parte del oxígeno, en vez de combinarse con otra nueva de cloro para formar un hypo-clórito, se unirá al ácido hypo-cloruro ya existente para trasformarle en ácido clórico; de aquí la presencia de los cloratos en los productos de estas especies de reacciones.

Accion de los metales.—La accion de los metales sobre los óxidos metálicos depende de su afinidad recíproca para con el oxígeno. Si el metal corresponde á las primeras secciones, y el óxido á las últimas, aquel podrá descomponer á este, ampararse de su oxígeno, y descomponer el otro metal; este, al quedar libre, podrá en muchas circunstancias combinarse con el descomponente, con tal que el último se halle en exceso; resultando de aquí que el potasio, sodio y demas de la 1.^a seccion podrán descomponer todos los óxidos, excepto los de la 2.^a Algunas veces tales descomposiciones solo son parciales; lo que sucede cuando el metal descomponente, teniendo una afinidad para con el oxígeno casi la misma con corta diferencia que el metal del óxido, produzca en este último el má-

ximum de oxidacion, en cuyo caso el otro metal se ampara del exceso de oxígeno. Esta descomposicion parcial puede todavía producirse por un sin-número de causas, que no estimamos referir en este sitio.

Accion del agua.—Entre los óxidos metálicos tan solo los de la 1.^a seccion se disuelven en dicho líquido; los protóxidos de hierro, manganeso, y estaño la resuelven, amparándose de su oxígeno. Algunos al contrario, se descomponen disolviéndose, cual los peróxidos de potasio y sodio, y los bi-óxidos de bario, stroncio, y calcio.

Pero la mayor parte de los óxidos pueden combinarse con el agua, y formar *hydratos*, especies de sales en quienes el agua desempeña el papel de ácido, y se forman en tales proporciones que el oxígeno de dicho líquido iguala al del óxido. Tales fenómenos se operan por lo regular con un desprendimiento de calórico bastante considerable, efecto de la cal apagada que desarrolla, combinándose con el agua, un calor de 300°. Dicho líquido al unirse con un óxido le comunica á veces un color muy diverso, como tenemos egemplos en el hydrato de by-óxido de cobre, que es azul; en el de protóxido de cobalto, que es verde-violeta; en el de protóxido de nickel, que es verde claro, etc.

Accion de los ácidos.—Todos los óxidos metálicos *básicos* se combinan con los ácidos, y forman sales, que estudiaremos luego. La accion de los hydrácidos, que es particular, se ha espuesto con estension en su artículo correspondiente; por cuya causa nada repetiremos sobre este punto.

Composicion.—Todos los óxidos se hallan so-

metidos por su composición á la ley de las proporciones múltiples, como ya se demostró en otro sitio. Suponiendo averiguada la cantidad del metal, las del oxígeno que forman los diversos óxidos de uno mismo son por lo regular entre sí como los números 1, $1\frac{1}{2}$, 2, 3, 4.

Estado natural.—Solo se encuentra en la naturaleza un pequeño número al estado libre; casi siempre están combinados con un ácido, ú otros óxidos.

Preparaciones.—Existen muchos procederes para obtener los óxidos, á saber:

1° Calcinando al aire libre ó en el oxígeno los metales de las primeras secciones, y el mercurio.

2° Descomponiendo una sal disuelta en el agua por medio de la potasa, sosa, ó amoníaco; es necesario para ello que el óxido sea insoluble.

3° Calentando muy mucho un carbonato. La mayor parte de los óxidos pueden obtenerse por este medio, escepto los de potasio, sodio, y bario.

4° Descomponiendo un nitrato mediante el calórico; en cuyo caso el ácido nítrico se descompone en bi-óxido de azoe, ó ácido hipo-azoótico, y en oxígeno, que se desprende ó fija sobre el óxido, y le hace pasar á un grado de oxidación superior.

5° Puédese aun oxidar un metal por el ácido nítrico; en cuyo caso incurrimos en las condiciones del cuarto proceder.

6° Por último, se pueden obtener algunos óxidos sobre-oxigenados, descomponiendo una sal doble en medio del bi-óxido de hidrógeno, ó bien poniendo en contacto con el mismo el óxido al estado de hydrato.

OXIDOS DE LOS METALES DE LA PRIMERA SECCION.—Estos óxidos son por lo general bases muy fuertes, cuyo estudio es importante. Son unos cuerpos blancos, solubles en el agua, y de un sabor cáustico. Se les puede dividir en dos grupos bien naturales: 1º el de los *alcalis*, que comprende la potasa, sosa, y lithina; 2º las *tierras alcalinas*, ó la baryta, stronciana, y cal. Estas bases pueden en general absorber una nueva proporción de oxígeno, y formar así sobre-óxidos, que aun cuando no se emplean, ofrece sin embargo su historia particularidades interesantes.

PROTÓXIDO DE POTASIO. — (*Potasa, alcali-vegetal.*)—Se conoce desde la mas remota antigüedad, pero unida al ácido carbónico y otras sales. Bertholet consiguió en 1786 separarla de las sustancias estrañas con quienes estaba combinada, y Davy demostró el primero como era el óxido del metal á que hemos dado el nombre de *potasa*.

Este óxido es blanco, sumamente cáustico, mas pesado que el potasio; enverdece muy mucho el jarave de violetas, y se funde al calor rojo. Atrae poderosamente la humedad y el ácido carbónico del aire; no se emplea en las artes ni en medicina sino al estado de hydrato.

HYDRATO DE PROTÓXIDO DE POTASIO. — (*Hydrato de potasa, potasa al alcohol, piedra de cauterio.*)—Es blanco, sólido, fusible antes de llegar al calor rojo; puede volatilizarse. Su densidad es mayor que la del agua.

Espuesto al aire atrae la humedad, como asimismo al ácido carbónico, y se liquida. Al calor rojo puede absorber el oxígeno, y trasformarse en *peróxido de potasa*. Sometido á la acción de la pila se descompone en potasio y oxígeno.

La potasa se encuentra en las cenizas de los vegetales combinada con los ácidos carbónico, sulfúrico, clorhídrico, etc.; en las sustancias salitrosas al estado de nitrato, etc.

Se prepara hydrato de potasa del modo siguiente. Se toma carbonato de dicha sustancia, puro, y se disuelve en el agua, y trata por la cal viva en polvo, que se ampara del ácido carbónico del carbonato; este se separa de la cal, que se precipita, mientras la potasa queda disuelta. Solo resta evaporar el líquido hasta la sequedad para obtener el hydrato de potasa que constituye la *piedra de cauterio*. Para separar el hydrato de las sales estrañas que contiene, es necesario tratarle por el alcohol concentrado; cuando el fluido se evapora hasta adquirir la consistencia de jarave, entonces se le agita; el alcohol disuelve el hydrato de potasa, mientras que las sales estrañas se precipitan ó depositan. Sepárase la capa superior de alcohol que está muy colorada, y se la evapora hasta tanto se halle seca; en tal caso se obtiene la potasa al alcohol.

Este hydrato de potasa se forma de un átomo de protóxido de potasio, y otro de agua = $K O + H^2 O$.

La potasa se usa mucho; entra en la composición del jabon blando, alumbre, salitre, etc.; al estado de hydrato sirve para cauterios. Es

tambien un reactivo muy usado en química.

Sales de potasa. — Sus caracteres son: el ser todas solubles en el agua; los carbonatos de potasa, sosa, y antimonio no les precipitan de modo alguno; tratadas por la cal no desprenden porcion alguna de amoníaco; el cloruro de platina produce con ellas un precipitado de color de canario; el sulfato de alumina forma otro de alumbre. Por último, el ácido hyperclórico da siempre origen á un depósito blanco de perclorato de potasa muy poco soluble.

PROTOXIDO DE SODIO. — (*Sosa, alcali-mineral.*) — Semeja mucho al protóxido de sodio tanto en sus propiedades físicas cuanto en las químicas; pero se distinguen fácilmente en que espuesto al aire pasa al estado de carbonato efflorescente en lugar de delicuescente. Solo se emplea al estado de hydrato; este posee las mismas propiedades que el de potasa, y se obtiene por igual método; en su vista no nos detendremos esponiendo minuciosidades.

Se halla la sosa en la naturaleza, combinada siempre con los ácidos carbónico, sulfúrico, azoótico, hydroclórico, etc. Se emplea en la fabricacion del jabon sólido, del cristal, y para hacer legías.

Las sales de sosa semejan mucho á las de potasa; pero se las distingue en que el sulfato de alumina, cloruro de platina, y ácido perclórico no las precipitan.

PROTOXIDO DE BARYO. — (*Baryta, tierra pesada.*) — Es blanca, y mas cáustica que la estronciana; enverdece mucho el jarave de violetas, y vuelve rojo el color de curcuma. Su densidad es de 4. No

se funde sino mediante el soplete de hidrógeno y oxígeno.

Calentada la baryta en el gas oxígeno, le absorbe y pasa al estado de *bi-óxido*; si se la calcina al aire, se convierte primero en bi-óxido, luego se descompone, absorbiendo el ácido carbónico, y da origen á un carbonato de protóxido. A la temperatura ordinaria, absorbe la humedad del aire y su ácido carbónico.

Si se vierte agua gota á gota sobre un pedazo de baryta, se absorbe instantáneamente con desprendimiento de un calórico tal, que puede muy bien llegar hasta la incandescencia; entonces se forma un hydrato

El agua disuelve á la temperatura ordinaria una vigésima parte de baryta, y tan solo una décima al grado de ebulicion.

La baryta solo se encuentra combinada con el ácido carbónico, sulfúrico, etc. Para obtenerla, se descompone en un crisol de platina el nitrato de dicha sustancia; muy luego se desprende oxígeno, azoe, y ácido hypo-azootico, al paso que la baryta queda pura; se la coloca en seguida en un frasco bien cerrado.

Se compone de un átomo de baryo y otro de óxido = Ba O. Se usa como reactivo.

Sales de baryta. — Son blancas, á menos que el ácido no esté colorado. Sus disoluciones, tratadas que son por los carbonatos de potasa, sosa, y antimonio, dan un precipitado blanco de carbonato de baryta. Todos los sulfatos y tambien el ácido sulfúrico les precipitan al momento; el depósito es insoluble en el ácido nítrico; ca-

lentado con el carbon el sulfato de baryta insoluble produce un sulfuro de olor de huevos podridos, que se hace mas sensible por la adición de un ácido.

ÓXIDO DE STRONCIO. — (*Estronciana*). — El Sr. Crawford sospechó ya la existencia de este cuerpo, y Klaporth le describió; se prepara como la baryta, cuyas propiedades físicas y químicas disfruta poco mas ó menos. El agua fria disuelve $\frac{1}{40}$, y si está fria $\frac{1}{20}$; produce un gran desprendimiento de calórico al momento se pone en contacto con el agua.

Las sales de estronciana son muy parecidas á las de baryta, de las que se distinguen sin embargo por la hermosa llama roja que producen al quemar una disolucion alcohólica de cualquiera sal de estronciana.

PROTÓXIDO DE CALCIO. (*Cal, cal cáustica*). — La cal se conoce desde los mas remotos tiempos. Es blanca y cáustica; cristaliza en hexahedros; enverdece el jarave de violeta, y pesa 2,3. El mas alto grado de calor no la altera, como igualmente el oxígeno; no se descompone por la acción de la pila; espuesta al aire atrae la humedad, y el ácido carbónico aumenta de volúmen, se dilata, y pasa al estado de carbonato. Si sobre este óxido se vierte agua gota á gota, se absorve y solidifica con desprendimiento de calórico.

El agua en cantidad mayor puede disolver la 700 parte de su peso, cuya disolucion constituye el *agua de cal medicinal*. Lo que se ha llamado agua primera de cal solo difiere de la segunda por contener un poco de potasa producida por la

combustion de la madera que sirvió para calcinar la cal, cuya circunstancia hace el agua mas cáustica. El ácido sulfúrico vertido sobre ella no la enturbia, en razon á ser mas soluble que la cal el sulfato formado. Una propiedad digna de notarse en el cuerpo de que se trata es el ser menos soluble á un calor elevado que en frio; cuya circunstancia permite obtenerla cristalizada, calentando la disolucion hecha á la temperatura ordinaria.

El agua de cal tiene muchas aplicaciones en las artes; se utiliza en la fabricacion del azucar de remolacha, y para preparar las pieles que se curten.

La cal se encuentra en la naturaleza combinada siempre con los ácidos carbónico, sulfúrico, azoótico, etc. Se la obtiene calcinando el carbonato de cal ordinario. Para los usos médicos y químicos se prefiere el mármol blanco, que es un carbonato de cal mas puro.

Todos conocen los usos de la cal; sirve para encalar el trigo, y hacer el amoníaco; mezclada con la arena forma los morteros, etc., etc.

La cal hidratada, ó el hydrato de cal aprovecha para preparar el hypo-clorito de cal, pues el cloro no disfruta influencia alguna sobre la cal viva.

La cal se forma de un átomo de calcio, y otro oxígeno = Ca O .

Sales de cal. — Son solubles en el agua; los carbonatos de potasa, sosa, y amoníaco forman con ellos un precipitado blanco; pero los mejores reactivos son el ácido oxálico y oxalato de

amoniacó, que produce un depósito blanco de oxalato completamente insoluble.

OXIDOS DE LOS METALES DE LA 2ª SECCION. — Al oxidarse estos cuerpos forman compuestos conocidos por los antiguos químicos bajo el nombre de *tierras*, de donde les vino la denominación de óxidos térreos ó terrosos. Son blancos é insolubles en el agua; se cuentan cuatro, á saber: magnesia, glucina, ytria, y alumina. La primera y última fijarán tan solo nuestra atención.

OXIDO DE MAGNESIO. — (*Magnesia, magnesia pura, magnesia calcinada*). — La magnesia es blanca, y suave al tacto; enverdece el jarave de violetas; es infusible, sin acción sobre el oxígeno; forma con el cloro un cloruro, con tal que se le esponga al calor rojo; absorve el ácido carbónico del aire; su gravedad específica es de 2,3.

El agua no le disuelve; pero puede combinarse con ella, y formar un hydrato, que el calor rojo descompone.

La magnesia se compone de un átomo de magnesio y otro de oxígeno = Mg O.

Solo se la encuentra combinada con varios ácidos, ó al estado de hydrato. Se la obtiene descomponiendo una disolución de sulfato de magnesia por medio del carbonato de potasa ó sosa, y despues se recoge el precipitado, que se seca y calcina, para desalojar el ácido carbónico.

Se usa la magnesia para disipar la acidez de estómago, y contra los envenenamientos producidos por los ácidos.

Sales de magnesia.—Forman precipitados blancos con los carbonatos de potasa y sosa, y no con los bicarbonatos de las mismas bases, á menos que se les caliente, en cuyo caso el calórico desprende el exceso de ácido carbónico que retenia el carbonato en disolucion; lo propio sucede con el carbonato de amoniaco. A estas sales no les enturbian ni los sulfuros alcalinos, ni el oxalato de amoniaco; el amoniaco las descompone á medias, formando una sal doble, es decir, de dicha sustancia y de magnesia. El mejor reactivo es el fosfato de amoniaco, que forma un precipitado blanco de fosfato de amoniaco-magnesiano. Por último, la potasa ó sosa cáustica los precipitan, sin que un exceso de álcali vuelva á disolver el depósito.

OXIDO DE ALUMINIO. (*Alumina, tierra aluminosa*). — Es blanco, suave al tacto; se adhiere á la lengua, es infusible, sin acción sobre el oxígeno, aire, y cuerpos combustibles; este óxido es insoluble en el agua; pero absorve mucha al formar una pasta. Se combina no solo con los ácidos si tambien con las bases fuertes, como la potasa y sosa cáustica, etc. Adquiere la propiedad de no combinarse con los ácidos si no difícilmente, cuando se la ha calentado muy mucho.

El óxido de aluminio se halla raras veces al estado de pureza, en cuyo caso forma el zafiro, y el rubí, ó corindon de los mineralogistas. Lo mas regular es hallarle al estado de sal, ó combinada con otros óxidos. Para obtenerle se precipita por el amoniaco la disolucion de una sal

de alumina, que por lo regular suele ser el alumbre. Se forma en dos átomos de aluminio, y tres de oxígeno = $\text{Al}^2 \text{O}^3$.

Sales de alumina. — Tienen un sabor estíptico y astringente; la potasa las precipita en blanco, y el depósito se vuelve á disolver en un exceso álcali. El amoniaco les precipita, y la demasiada dosis del reactivo no disuelve otra vez aquel producto. Una disolucion concentrada de sulfatos de potasa y amoniaco las precipita al estado de alumbre; los proto-sulfuros alcalinos lo verifican en blanco y con desprendimiento de ácido sulfhydrico. Por último, calentados al soplete con el azoato de cobalto toman un hermoso azul.

OXIDOS DE LOS METALES DE LA 3ª SECCION. — Estos óxidos son generalmente *básicos*; sin embargo de que los grados superiores de oxidacion pueden tener en algunos casos propiedades ácidas.

OXIDOS DE MANGANESO. — El manganeso se combina en seis proporciones con el oxígeno para formar óxidos basicos indiferentes, ó ácidos. Calentando los óxidos de manganeso con el hydrato de sosa sobre una hoja de platina, se obtiene un boton trasparente de un verde hermoso.

Protóxido. (óxido manganeso). — Se le prepara calcinando el carbonato en vasos cerrados; es de un verde gris, y su hydrato blanco; es una base muy fuerte. Fórmula: Mn O .

Deutóxido — (óxido mangánico.) — Se le obtiene calcinando hasta el rojo naciente nitrato de manganeso ó de peróxido. Es negro; á una alta

temperatura se convierte en óxido rojo. Fórmula: $\text{Mn}^2 \text{O}^3$.

Peróxido. — Existe con abundancia en la naturaleza. Se le prepara al estado de hydrato, precipitando una sal de manganeso por un exceso de clorito; contiene 0,12 de agua. El peróxido anhidro es inalterable al aire; pierde su oxígeno á un calor moderado; al rojo naciente se cambia en deutóxido; calentándole se obtiene el oxígeno en cantidad considerable. Los ácidos nítrico y sulfúrico le disuelven, desprendiéndose mucha cantidad de aquel principio (oxígeno). El ácido clorhydrico le ataca con gran desprendimiento de cloro. El Sr. Schéele nos ha dado á conocer su naturaleza química, descubriendo á la vez el manganeso, la baryta, y el cloro. Fórmula: Mn O^2 .

Oxido rojo. — Este óxido se obtiene calcinando hasta el calor blanco el deutóxido ó sub-óxido. Se le puede considerar cual formado por la combinacion de los óxidos anteriores.

Acido mangánico é hypermangánico. — Existen en el camaleon mineral. El segundo es un gas de color rojo hermoso, que se descompone espontáneamente en oxígeno y sub-óxido; es muy soluble en el agua. Fórmula: $\text{Mn}^2 \text{O}^7$.

Sales de protóxido de manganeso. — Ni la pila, ni otros metales precipitan el manganeso de sus disoluciones. Los alcalís cáusticos lo verifican, resultando un depósito blanco, que espuesto al aire se vuelve amarillo en un principio, despues rojomoreno, y luego negro; el gas sulfhydrico no les enturbia; los sulfhydratos alcalinos forman un pre-

precipitado rojo-moreno; los cloritos precipitan en negro. Las disoluciones son insolubles, y de sabor acre y astringente.

Las sales de deutóxido de manganeso ofrecen un color rojo-moreno bastante pronunciado; son de corta duracion, pues se descomponen espontáneamente en sales de protóxido, y en oxígeno, que se desprende. Todos los cuerpos susceptibles de absorber el oxígeno producen rápidamente este efecto.

Manganatos é hypermanganatos. Estas sales se conocian en otro tiempo con el nombre de *camaleon*. Cuando se calienta al contacto del ayre un óxido de manganeso con un alcali fijo ó su carbonato, se obtiene una combinacion soluble en el agua, que toma segun las circunstancias colores diversos, ya sean azules, verdes, ó de púrpura; de aquí el nombre de *camaleon*.

OXIDO DE ZINC. (*Oxido zinccico.*)—Se le daba en otro tiempo el nombre de *flores de zinc*, *pompholix*, *nihil album*, *lana filosófica*. Se obtiene calentando el zinc al aire libre; es blanco, insípido, y se cuenta entre las bases mas poderosas.

Sales de zinc.—Todas ellas son incoloras; la mayor parte solubles en el agua, los carbonatos alcalinos las precipitan con desprendimiento de gas ácido carbónico; los sulfhydratos eliminando gas sulfhydrico; y en entrambos casos los precipitados son blancos; el prusiato de potasa tambien forma un depósito blanco. La tintura de nuez de agalla no les precipita.

PROTÓXIDO DE HIERRO. — (*Oxido ferroso.*)—Su hydrato se prepara precipitando una sal ferrea por medio de la potasa; absorve el oxígeno con tanta

rapidez que no se le puede privar de agua sin que se sobreoxide. El hydrato es blanco, y al contacto del aire se vuelve al momento verde gris. Es una base fuerte, que se une muy bien á todos los ácidos metálicos. Fórmula del óxido de hierro: $Fe O$.

ÓXIDO FERRICO. — (*Protóxido de hierro, colco-tar, ferroligist.*) — Se le prepara calcinando por espacio de mucho tiempo y bien el sulfato de hierro; es de un rojo violado cuando está en masa; y de un rojo bastante fuerte si se halla en pedazos; al estado nativo se presenta por lo regular bajo un aspecto metálico; cristaliza en romboedro. Puro no es magnético; es infusible é incapaz de descomponerse por el calórico. Los combustibles lo verifican con facilidad. De dicho cuerpo se estrae un hierro de muy buena calidad. Fórmula: $Fe^2 O^3$.

El hydrato de peróxido de hierro es de un color amarillo-oscuro, inalterable al aire; el calórico le roba el agua con facilidad; se disuelve muy bien en los ácidos; se conoce con el nombre de hierro cenagoso. De este cuerpo se estrae en Francia casi todo el hierro. Al óxido anhydro nativo con dificultad le atacan aquellos.

El óxido magnético se halla en gran cantidad en la naturaleza; ofrece un brillo metálico, si bien su polvo es negro.

El óxido que se forma al trabajar el hierro es negro, reluciente, un poco metaloïde, de estructura granugienta ó cristalina; es muy magnético. Fórmula: $Fe^2 O^3 + 6 Fe O$.

Sales de hierro. — Los dos óxidos ferroso y fér-rico pueden combinarse con los ácidos formando dos clases de sales; ninguna de ellas es venenosa;

y muchas se utilizan en medicina. Se las conoce todas en que sus disoluciones hechas al contacto del aire dan siempre un precipitado negro, tratadas que son con la nuez de agalla, y azul con el prusiato de potasa (cyanuro ferroso-potásico).

Sales de protóxido de hierro.—Sus disoluciones ofrecen ordinariamente un color verde-azulado, y un sabor particular, primero dulce, y luego astringente; su caracter esencial es absorber una gran porcion de gas óxido nítrico, y tomar un color moreno-oscuro. El cyanuro ferroso-potásico les precipita en blanco, y el cyanuro férrico-potásico en azul subido. La tintura de nuez de agalla no les altera, si están resguardados de la influencia del aire; mas si se añade una corta cantidad de cloro, se forma un precipitado negro.

Sales férricas.—Ofrecen ordinariamente un color amarillo-verdoso; la tintura de nuez de agalla las precipita inmediatamente en negro, y el prusiato amarillo de potasa en azul.

ÓXIDOS DE ESTAÑO.—Hay dos de ellos, *el protóxido*, y *el deutóxido*, ó *ácido estánico*. El carbon, hidrógeno, y otros cuerpos, le descomponen fácilmente.

ÓXIDOS DE COBALTO.—Hay tambien dos; el protóxido se une á los ácidos para formar sales de un color de rosa, lila, ó azul.

ÓXIDOS DE NICKEL.—Existen asimismo dos de ellos; el protóxido forma sales de un color verde.

OXIDOS DE LOS METALES DE LA 4ª SECCION.—Muchos metales de la 4ª seccion forman al combinarse con el oxígeno varios ácidos, por ex. el *arsenioso*, *arsénico*, *crómico*, *vanádico*, *molyb-*

dico, *antimonioso*, *antimónico*, *tungstico*, *tanlálico*, *y titánico*; otros forman bases fuertes. De todas estas combinaciones estudiaremos las mas interesantes.

COMBINACIONES DEL ARSENICO CON EL OXIGENO.

— El arsénico se une al oxígeno en tres proporciones formando un sub-óxido, y dos ácidos.

Sub-óxido de arsénico.—Se forma por la oxidación del arsénico al aire libre; se presenta bajo el aspecto de un polvo negro, que cuando se calienta se sublima, primero en ácido arsenioso, y despues en arsénico.

ACIDO ARSENIOSO.—(*Oxido de arsénico.*)—Se le conoce bajo el nombre de *arsénico blanco*; es raro en la naturaleza; pero se forma una cantidad considerable mientras se funde el mineral de cobalto arsenífero; se desprende con el humo, y condensa en grandes recipientes; puede purificarse por sublimación.

Propiedades.—Destilado lentamente, se sublima en octaedros regulares. Por lo regular se presenta en masas de un blanco lechoso, y de una fractura vítrea. Calentado hasta el rojo naciente se reblandece y volatiliza bajo la forma de vapor blanco sin olor determinado; pues el de ajo corresponde al arsénico metálico que se oxida. La densidad del ácido arsenioso es de 3,699. Cuando cristaliza una disolución concentrada de ácido arsenioso contiene $\frac{1}{13}$. Inmediatamente despues de sublimarse se presenta el ácido arsenioso bajo la forma de pedazos vítreos, transparentes, que poco á poco se vuelven blancos, comenzando desde fuera adentro. Segun Guibourt parece que el ácido vítreo pesa

3,7385 , y el lechoso 3,699 ; este es mucho mas soluble en el agua que aquel. La disolucion del primero enrojece el papel de tornasol ; la del segundo parece disfrute mas bien una reaccion alcalina.

Composicion.—El ácido arsenioso se compone de dos átomos de arsénico , y tres de oxígeno ; su capacidad de saturacion iguala á $\frac{2}{3}$ de la dosis de oxígeno que contiene. Diversos ácidos disuelven el arsenioso ; pero las combinaciones no disfrutan propiedades de sales.

Usos.—Se emplea este ácido en las artes ; con efecto , aprovecha en la pintura de las telas , fabricacion del vidrio , como igualmente para preparar el oropimen , y cristal de Schéele. Se le conoce con el nombre de *arsénico* ; y mezclado con la harina sirve para matar los ratones. Sin embargo, aunque es uno de los venenos mas enérgicos , se utiliza en medicina.

ACIDO ARSENICO.—Fue descubierto por Schéele ; se prepara hirviendo ocho partes de ácido arsenioso, dos de hydroclóruo , y veinticuatro de nítrico. Se destila en vasos de cristal hasta que adquiriera la mezcla una consistencia de jarave , y se calienta en seguida en un crisol de platina casi hasta el color rojo , y por espacio de mucho tiempo. A dicho grado de calor se descompone en una masa , que contiene los ácidos arsenioso y arsénico. Este último es de un blanco de leche , atrae la humedad del aire, y puede formar cristales delicuescentes.

Composicion.—El ácido arsénico se forma de dos átomos de arsénico y cinco de oxígeno.

Mitscherlich ha demostrado como los áci-

dos fosfórico y arsénico saturados por las mismas bases producían sales que cristalizan de igual modo, y son isomorfos; sobre estos dos ácidos hizo por primera vez las importantes observaciones sobre el isomorfismo.

Hydrógeno arseniado.—Es gaseoso; le forma un volúmen de arsénico y tres de hydrógeno condensados en dos. Es *el arseniuro trihydrico, hydrógeno arseniado*, descubierto por Schéele. El mejor medio para estraer este gas al estado de pureza consiste en tratar por los ácidos el arseniuro de zinc obtenido por la fusion de los metales. El hydrógeno arseniado es un gas incoloro; su olor es del todo particular; su densidad de 2,695.

El calor moderado de una lámpara de espíritu de vino basta para descomponerle. El oxígeno le inflama mediante una chispa; el cloro, iodo, azufre, y fósforo le descomponen; el agua disuelve $\frac{1}{5}$ de su volúmen. Los ácidos nítrico y sulfúrico le descomponen. Este gas es muy deletéreo; muchos químicos han experimentado graves accidentes al prepararle.

Arseniatos.—El ácido arsénico forma con las bases sobresales y subsales en las mismas proporciones que el fosfórico. Se reconocen los arseniats por medio del soplete, y por el olor que comunican al fuego, cuando se les descompone. Fundidos en un tubo de cristal con el ácido bórico, y carbon en polvo dan arsénico metálico. Este caracter conviene tambien á los arsenitos; para distinguirles se observará como el nitrato de plata precipita los arseniats en rojo de ladrillo.

Arsénitos.—El nitrato de plata produce en su

disolucion un depósito amarillo-claro, principalmente si están bien saturados, y si la disolucion del nitrato no contiene dosis alguna de ácido libre. Cuando se añade á los arsénitos un exceso de ácido, forma instantáneamente con el gas sulfhydrico un depósito de un amarillo hermoso. Los arseniats precipitan menos rápidamente por este reactivo; y el producto es de un amarillo claro. Los arseniats producen con las sales de cobre un color verde conocido con el nombre de *verde de Schéele*.

HISTORIA TOXICOLÓGICA DEL ARSENICO.—Como en las artes se emplean muchas preparaciones de arsénico, y ademas se utilicen otras para destruir animales nocivos, cual ratas, topos, etc.: sucede que apesar de las precauciones dispuestas en las leyes, se hallan tan temibles venenos á disposicion de casi todas las personas; por ello entraremos en algunos detalles sobre la historia toxicológica de este metal.

El ácido arsénico y el arsenioso son las combinaciones mas enérgicas de tan deletéreo cuerpo; las sales y las sulfuros lo son mucho menos. El arsénico es un veneno para todos los animales y plantas.

La série de fenómenos que pueden hacer sospechar un envenenamiento por el arsénico son los siguientes. Un cuarto de hora despues de tomarle experimenta el paciente un ardor muy pronunciado en el estómago; una sed inestinguible se desarrolla al momento. Luego sobrevienen vómitos acompañados de crueles dolores, fuertes cólicos, y á veces diarrea violenta; siguen despues sudores frios, sínopes, y espasmos crueles en los miem-

bro; por último la muerte termina muy en breve tan deplorable estado, sino se socorre al momento al enfermo.

Antídotos ó contra venenos. — Lo primero que debe hacerse es eliminar al momento el veneno, haciendo vomitar al enfermo; despues se le administra el hydrato de peróxido de hierro en gran cantidad.

INVESTIGACIONES MEDICO-LEGALES SOBRE EL ARSENICO. — Sucede á veces que es necesario investigar si el arsénico se encuentra en el cadaver de una persona, que se sospecha haber sido envenenada por un preparado de esta naturaleza, es decir, arsenical. En tales casos es necesario hacer varios experimentos, que espondremos con la brevedad posible.

Es menester en primer lugar hervir las sustancias contenidas en el estómago, como asimismo sus membranas en un agua, á la cual se haya dado la propiedad alcalina mediante la adicion de una corta dosis de potasa cáustica. Se sobresatura el líquido con ácido hydroclórico, se le filtra, y hace le atravesie una corriente de gas sulfhydrico. Si contiene arsénico, el líquido se vuelve amarillo al cabo de cierto tiempo, y luego se forma un precipitado de sulfuro de arsénico bajo la forma de polvo amarillo.

Si la cantidad de arsénico es mas corta, el líquido se vuelve amarillo, sin formarse precipitado; pero evaporándole luego, sucede que el sulfuro de arsénico se depone á medida va concentrándose el ácido por la evaporacion. Se cuela la disolucion por un filtro muy fino, y se lava el sulfuro de arsénico. Si la dosis es tan pequeña que no se la pueda

sacar del indicado filtro, se la quita por medio del amoníaco cáustico, que se evapora en seguida en un vidrio de reloj; el sulfuro restante puede quitarse del cristal y recogerse. Se le trasforma en ácido arsénico; á cuyo efecto se le pone poco á poco sobre nitro, que se halla al estado de fusion en un tubo de vidrio cerrado por una de sus estremidades. El sulfuro de arsénico se oxida con un poco de efervescencia y sin deflagracion; entonces se disuelve la sal restante en algunas gotas ó en la cantidad menos posible de agua, añadiendo al líquido un exceso de agua de cal, y se le hace hervir para juntar el arseniato de cal. Se espone esta sal á un ligero calor rojo, se la une con carbon recién encendido, é introduce la mezcla en un tubo de vidrio cerrado por una de sus estremidades adelgazada de antemano. Se comienza por calentar suavemente el tubo, con el objeto de quitar á la mezcla la humedad que pueda haber absorvido; y luego se espone el fondo á la llama del soplete hasta que el vidrio comience á fundirse. El arsénico se descompone entonces y reune en la porcion estrecha, donde se encuentra en una superficie tan circunscrita, que las mas pequeñas dosis se pueden reconocer. Basta un $\frac{1}{2}$ centigramo de sulfuro de arsénico para que haya una reaccion decisiva.

Si se añade ácido bórico á la mezcla anterior, se verifica la descomposicion á una temperatura menos elevada; pero como este ácido se funde siempre y se abofella, es preferible no emplearle.

Método de Marsh. — El anterior es tan seguro como preciso; pero hoy dia se usa otro mucho mas

exacto y célebre por los debates judiciales y académicos que ha suscitado. Se debe al Sr. Marsh. Le espondremos segun el informe de una comision de la Academia de ciencias. Se me permitirá, en vista de la importancia de un punto de tal interes, entrar en algunas minuciosidades, que parecerán algo especiales para una obra elemental como la presente.

«Se sabe, gracias á los experimentos de los SS. Stromeyer, Thenard, Soubeiran, y otros, como el hydrógeno arseniado se descompone á una temperatura un poco alta; que basta atraviere este gas un tubo calentado hasta el rojo-oscuro para descomponerle en hydrógeno puro, que se desprende, y en arsenico metálico, que va á condensarse en la parte anterior mas fria del tubo.

«Por otra parte, cuando se inflama el gas hydrógeno arseniado, el elemento mas combustible, el hydrógeno, arde primero; y si se pone en la llama un cuerpo frio, el arsénico se depone en gran parte al estado metálico.

«Cuantas veces se desprenda hydrógeno de un líquido que contiene en disolucion ácido arsénico ó arsenioso, aquel acompaña una cierta cantidad de hydrógeno arseniado, cuya presencia puede probarse por una de las reacciones que acabamos de indicar.

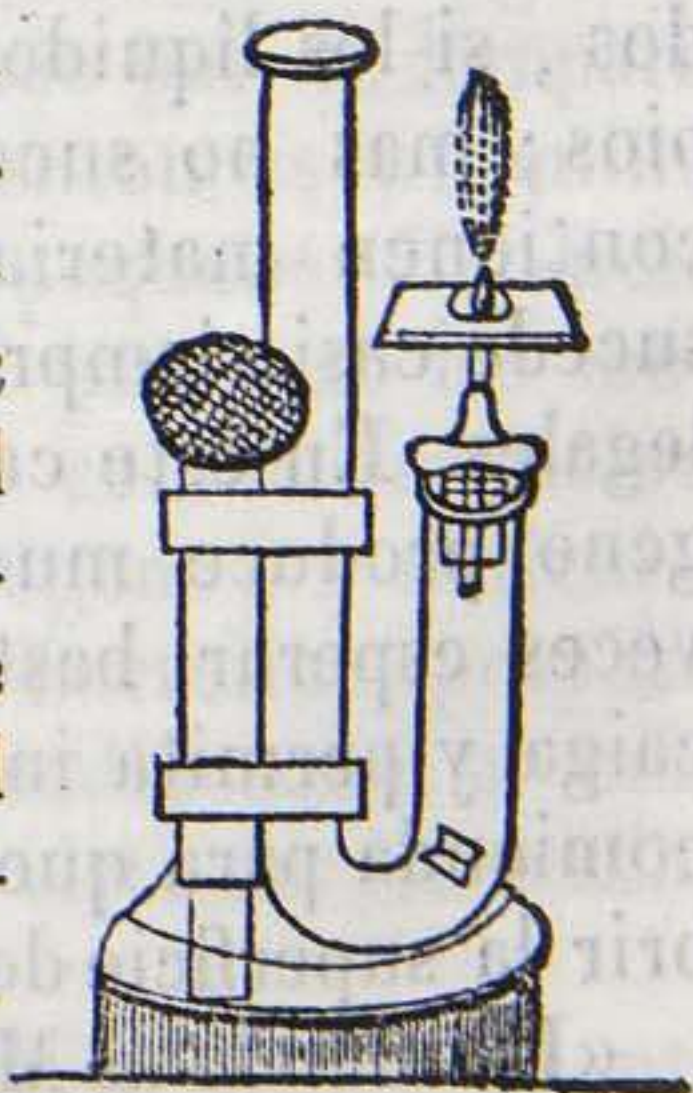
«El Sr. Marsh ha tenido la feliz idea de servirse de estas propiedades para probar evidentemente la existencia del arsénico en los casos de envenamiento. Pone al efecto en digestion con el agua aquellas sustancias en quienes se cree ó supone existir el ácido arsenioso; despues de fil-

trado el fluido se le mezcla con una cantidad suficiente de ácido sulfúrico, y despues se vierte en un aparato particular que contenga una lámina de zinc destinada á desprender el gas hydrógeno.

«El aparato (fig. 33) consta de un tubo de vidrio encorvado á modo de sifon, de 2 á 2½ centímetros de diámetro interior, abierto por sus estre-midades; en el brazo pequeño del mismo se pone metido en un tapon otro tubo de metal con su llave, y terminado por una abertura circular muy estrecha; en el mismo brazo se suspende una lámina de zinc á algunos centímetros de distancia de la curvadura y se mantiene el aparato en una posición vertical, mediante una columnita ó susten-táculo, cual demuestra la indicada figura.

«Dispuesto de este modo, se abre la llave, y se vierte el líquido sospechoso por el brazo grande, despues de haberle oxidado conducentemente por medio del sulfúrico; el fluido sube hasta cerca del tapon, y se cierra la llave; el zinc es atacado, y al momento se desprenden de hydrógeno, que hace descien-da la columna líquida en el brazo pequeño; muy luego el zinc queda al descubierto, y cesa el desprendimiento de gas. Se ensaya entonces el hydrógeno que ha resultado en la reaccion; y al efecto, se abre la llave y enciende el chorro de gas que salga, poniendo sobre la llama un plati-llo de porcelana, ó un pedazo de

Fig. 33.



cristal frio. Si el hydrogéno contiene hydrogéno arseniado, se forma al momento un depósito metálico de arsénico. Si se dirige la misma llama á un tubo abierto por las dos estremidades, se depone sobre sus paredes una capa blanca de ácido arsenioso; si el tubo se halla inclinado, de manera que pueda tocarle la llama, entonces una porcion de arsénico se depone al estado metálico en el punto de contacto, y la otra queda mas lejos al estado de ácido arsenioso.

«A medida se escapa el gas hydrogéno que resulta de la primera reaccion, sube el líquido ácido, y se pone de nuevo en contacto con el zinc; el desprendimiento vuelve á comenzar; entonces se cierra la llave hasta tanto se llene el brazo pequeño de un nuevo gas, y así sucesivamente.

«Estas operaciones pueden repetirse tantas veces cuantas se quiera, hasta tanto se convenza el operador de la presencia ó falta del arsénico en las sustancias sometidas al exámen.

«Tan fácil método produce muy buenos resultados, si los líquidos sospechosos se hallan bien limpios; mas no sucede así cuando son viscosos, y contienen materias orgánicas en disolucion, cual sucede casi siempre en las investigaciones médico-legales. En este caso el desprendimiento de hydrogéno produce mucha espuma, y es necesario á veces esperar bastante tiempo antes que aquella caiga y permita inflamar el gas. El Sr. Marsh recomienda para que no se forme dicho producto cubrir la superficie del líquido con una capa de aceite.

«El método de Marsh hace sumamente sencilla la investigacion del arsénico en los casos de envene-

namiento; punto que segun las teorías anteriores era muy delicado y prolijo; así es que muchos químicos le adoptaron en seguida.

«Estudiando este proceder desde cerca, se ha visto puede originar graves equivocaciones, si se contenta el operador con un exámen superficial de las manchas arsenicales.

«Así es que el Sr. Liebig observa como el indicado aparato podrá producir manchas de un bayo oscuro, bastante parecidas á las del arsénico, cuando el líquido sometido á la análisis contiene en disolucion una cantidad algo notable de ciertos metales, hierro por ex., al estado de cloruro. Esto consiste en que el gas arrastra necesariamente consigo gotas muy pequeñas de la disolucion; las sales metálicas que estas gotitas encierran se descomponen de un modo mas ó menos completo por la llama del gas hydrógeno, y se deponen bajo la forma de manchas sobre la porcelana.

«El Sr. Liebig recomienda se pase el gas al traves de un tubo de vidrio poco fusible de algunos milímetros de diámetro, calentado por la lámpara de alcohol; el arsénico forma entonces un anillo de color bayo oscuro á una pequeña distancia por delante la parte caliente, al paso que los metales arrastrados mecánicamente con la disolucion se reducen por medio del hydrógeno, y detienen en el punto cálido de aquel. Berzelius propuso tambien en dicha época igual modificacion al método ó proceder de Marsh, en vista de las ventajas sobre el primitivo.

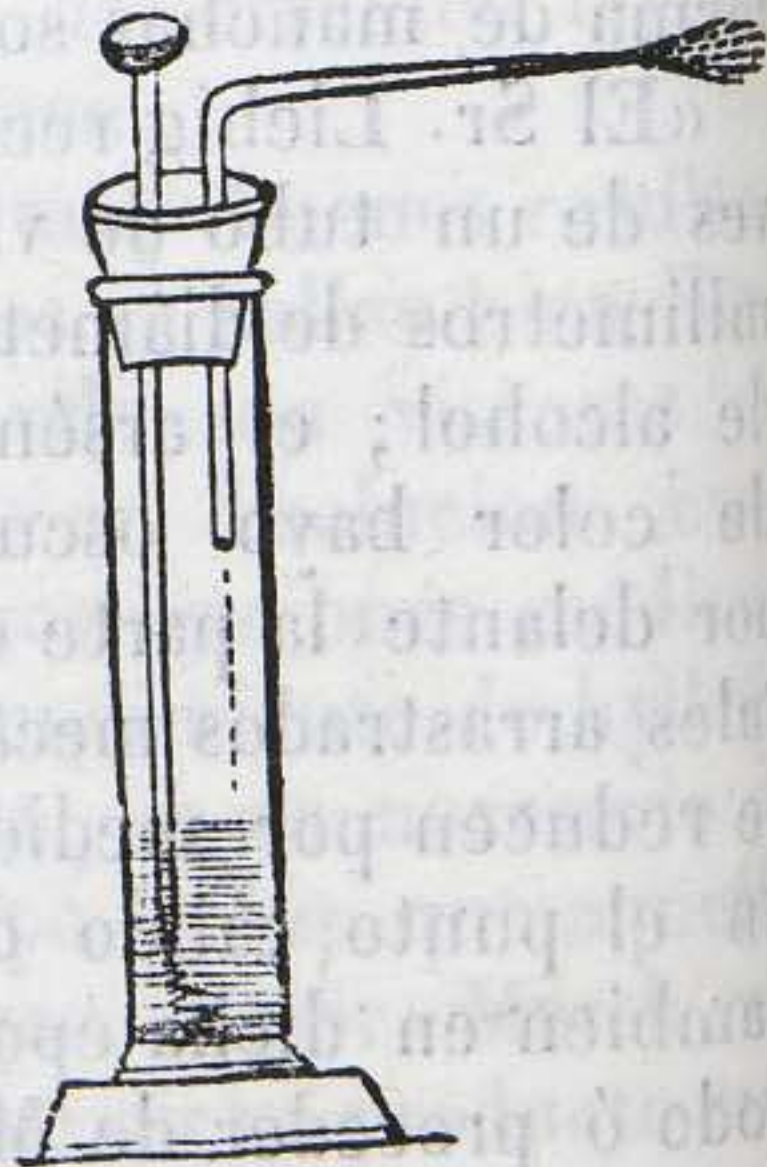
«El aparato propuesto por Marsh no se adoptó por lo general; era un poco complicado; ofrecia el

inconveniente muy grave de no poderse operar sino sobre pequeños volúmenes de líquido á la vez, y de no producir llama sino por algunos momentos. Se prefirieron los frascos ordinarios de los laboratorios para someter los fluidos sospechosos al desprendimiento del gas hydrógeno; de este modo es continúa la eliminacion del mismo, en vez de serlo intermitente, segun el aparato de Marsh.» Así es que Mohr empleó la lámpara filosófica, que describimos ya en otro sitio (pág. 56); Orfila usó un aparato muy análogo al anterior; sin embargo, difiere por la curvadura del tubo (fig. 34.) Habia sí un pequeño inconveniente, el de perder al principio del experimento una pequeña dosis de gas, que no podia inflamarse todo de seguida; pues era necesario esperar á que el aire

Fig. 34.



Fig. 35.

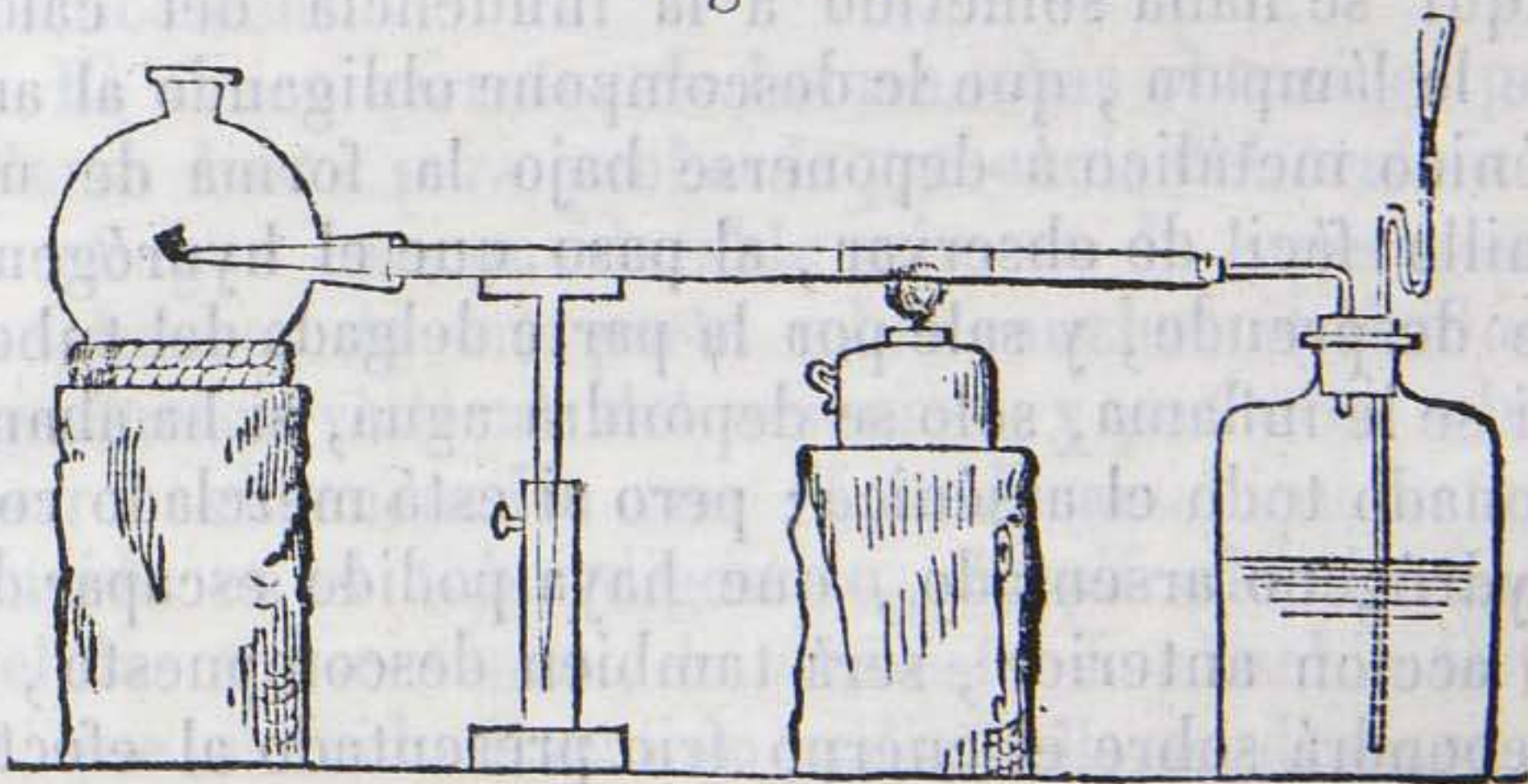


fuese completamente eliminado; pero este óbice puede remediarse con facilidad, comenzando pri-

mero por desalojar del todo el aire del frasco por medio del hidrógeno puro obtenido mediante la reacción del ácido sulfúrico solo sobre el zinc, é introduciendo en seguida el líquido que ha de ensayarse por un tubo de seguridad puesto de antemano en el frasco indicado. Así lo hace el Sr. Chevalier en el aparato que dicho sábio inventó. (fig. 35.)

Este último químico, asociado del Sr. Orfila, empleó un aparato, donde se hallan puestas en práctica las modificaciones de Liebig y Berzelius. El gas hidrógeno se desprende del frasco (fig. 36); se introduce por el tubo en forma de S el líquido sospechoso; y se calienta con una lámpara el horizontal; se inflama el hidrógeno en el recipiente donde va á parar, ó se termina el aparato; y si

Fig. 36.

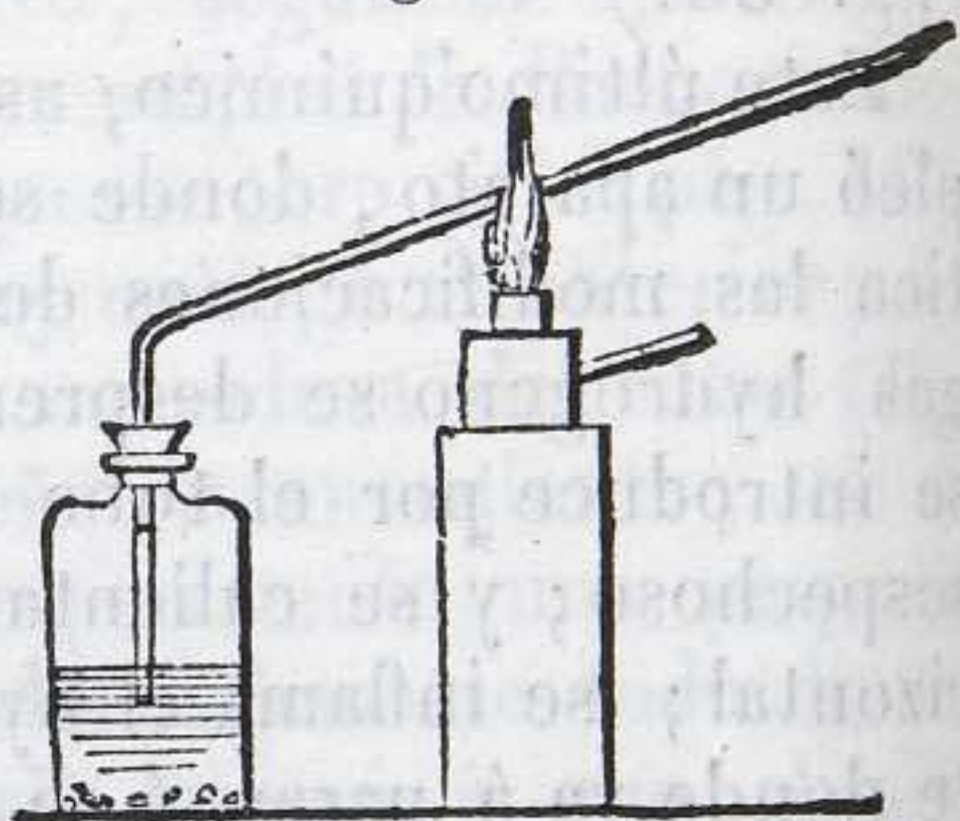


se desprende hidrógeno arseniado mediante el calor descomponente de la lámpara, arde y se convierte en ácido arsenioso, que se depone sobre las paredes del recipiente, donde se puede recoger para introducirle de nuevo an el aparato.

El Dr. Orfila ha empleado otro muy sencillo y

barato , y en su consecuencia sin lujo y al alcance de todos. La figura 37 le representa ; y como se ve en ella , tiene bastante largo el tubo que sirve para el desprendimiento del gas , y combado en el tercio de su longitud ; introdúcese en el mismo un poco de amianto , y se mantiene encendida la lámpara de espíritu de vino , del modo

Fig. 37.



que se vió en la indicada figura; el aparato marcha como de ordinario ; el gas hidrógeno arseniado se desprende , entra en el tubo , y atraviesa el amianto , que le divide , y facilita de este modo la descomposicion. Aquí se halla sometido á la influencia del calor de la lámpara , que le descompone obligando al arsénico metálico á deponerse bajo la forma de un anillo fácil de observar , al paso que el hidrógeno se desprende , y sale por la parte delgada del tubo. Si se le inflama , solo se depondrá agua , si ha abandonado todo el arsénico ; pero si está mezclado con hidrógeno arseniado , que haya podido escapar de la accion anterior , será tambien descompuesto , y depondrá sobre el cuerpo frio presentado al efecto manchas arsenicales , sobre las que se puede hacer fácilmente el oportuno experimento. Por último , el amianto tiene por objeto en esta ocasion no solo dividir el gas , sí tambien retener las particulas de solucion zínccica que hubieran podido ser arrastradas hácia el tubo por el desprendimiento mas ó

menos tumultuoso del hidrógeno, y de oponerse en su consecuencia á la produccion de manchas diferentes de las del arsénico.

«Cuando el líquido de que se desprende el hidrógeno contiene un compuesto soluble de antimonio en vez de otro arsenical, por ejemplo el emético, el gas desprendido contiene hidrógeno antimoniado; y si despues de comunicarle la llama se le acerca una cápsula de porcelana, esta se cubre de manchas de antimonio metálico, que se distinguen facilmente de las del arsénico, si son muy espesas; mas cuando son ligeras, puede haber duda, cuyo extremo produjo la objecion que desde un principio se hizo al método de Marsh; objecion grave en verdad, pues que el práctico puede atribuir á la presencia del arsénico las manchas producidas por una sustancia tomada como medicamento.

El único caracter de las manchas obtenidas por Marsh basta para probar la presencia del arsénico.

»Segun un considerable número de experimentos hechos de una parte sobre muchos individuos que fueron víctimas del arsénico, y por otra sobre perros envenenados con el ácido arsenioso introducido en el tubo digestivo, ó aplicado al tegido celular sub-cutáneo, ha demostrado el sabio Orfila que el ácido arsenioso podia hallarse despues de la muerte en la sangre, vísceras, y aun en la orina.»

El modo de carbonizar los órganos para obtener los líquidos que se han de introducir en el aparato de Marsh, y que han indicado los Sres. Flandin y Danger, es el siguiente:

«Colocada la materia orgánica en una cápsula de porcelana, se le añade $\frac{1}{6}$ de su peso de ácido sulfúrico, y despues se calienta sucesivamente, hasta tanto aparezcan vapores de ácido sulfúrico. Aquella (la sustancia orgánica) se disuelve primero, y luego se carboniza mientras se concentra el líquido; se evapora, removiéndole continuamente con una varilla de cristal. La carbonizacion se verifica sin que aumente de volúmen; se continúa la accion del calórico hasta tanto esté seco y quebradizo el carbon; en cuyo caso se deja enfriar la cápsula, añadiéndole un poco de ácido nítrico concentrado, ó agua régia con un exceso de ácido nítrico, que produce la sobre-oxidacion, y convierte en ácido arsénico el arsenioso, en cuyo estado es mucho mas soluble; se evapora de nuevo hasta tanto esté seco, y despues se le vuelve á tratar por el agua hirviendo. El líquido perfectamente limpio, que se presenta alguna vez casi del todo incoloro, se trata por el aparato de Marsh, en el cual no produce nueva espuma.

«Este método es preferible á la carbonizacion por medio del ácido nítrico empleado antes; sale mejor la operacion, valiéndose al efecto de cantidades mucho menores de reactivo (consideracion importantísima), y jamás se produce deflagracion.

«Los señores Danger y Flandin preocupados siempre del inconveniente que ofrecieran las sustancias orgánicas que pudiesen no haber sido descompuestas ó destruidas, y aun en el caso de estar limpios los líquidos, y no producir espuma en el aparato de Marsh: han imaginado otro particular en el cual todo el hydrógeno arde, ó es

quemado , como asimismo el arsénico , y demas cuerpos estraños. Tal aparato consiste:

1° En un *condensador* cilindrico C con una tubuladura en su extremo inferior , y terminado en un cono , cuyo vértice queda abierto.

2° En un *tubo de combustion* A encorvado en ángulo recto hácia su parte media , y que pueda adaptarse á la tubuladura del condensador mediante un tapon.

3° En un *refrigerante* cuya parte inferior encaje en la porcion cónica del condensador , y cierre bien la abertura. Todo el aparato se mantiene por medio de un sustentáculo , cual denotan las figuras 38 y 39.

«Para usar el aparato se llena el refrigerante de agua destilada , y se le introduce en el *condensador*; se fija el tubo de combustion , y se hace penetrar en lo interior á un tercio de su estremidad el chorro de la llama , y entonces tan solo se desprende hy-

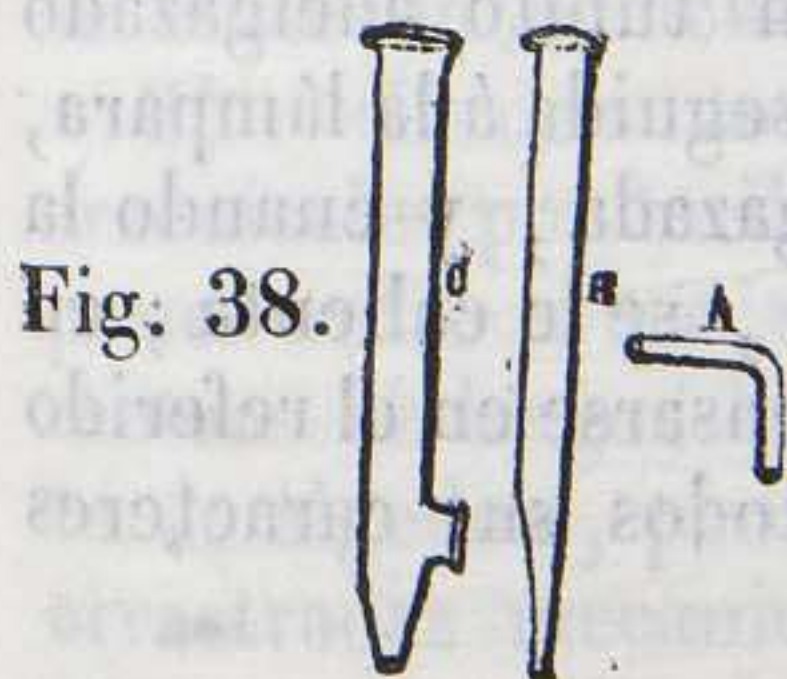
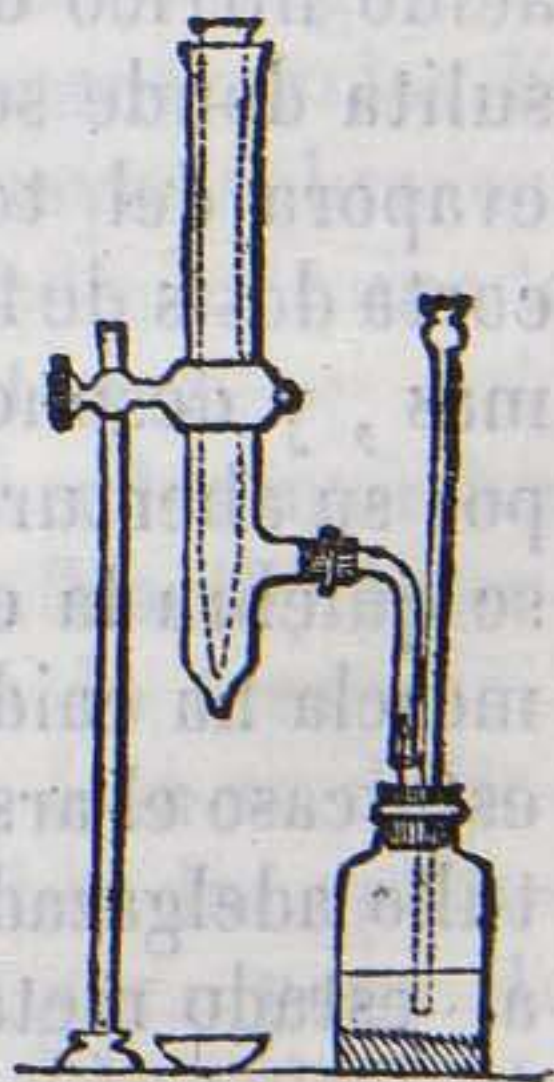


Fig. 38.

Fig. 39.



drógeno puro. El vaso donde se verifica la accion química es un frasco de vidrio de ancho orificio,

cuyo tapon debe tener dos agujeros , el uno para dar paso á un tubo adelgazado , á cuya estremidad arda el hydrógeno , y por el otro atraviesa un tubo mas ancho , por el cual se introducen los líquidos sospechosos. Se vierte en seguida el fluido , y se regula la operacion de modo que se produzca una llama de cinco á seis milímetros de longitud.

«La mayor parte del arsénico se depone al estado de ácido arsenioso en el tubo de combustion , y forma una ligera nube sobre las paredes del mismo, en el caso de que el arsénico exista en muy pequeña cantidad en los líquidos ensayados ; una dosis cortísima se condensa ademas con el vapor del agua sobre las paredes del refrigerante. La abertura hecha en la estremidad inferior del condensador permite la eliminacion de aquella , y recogerla en una cápsula.

«Acabada la operacion , se quita el tubo de combustion , hirviendo en el mismo algunas gotas de ácido nítrico ó agua regia , que se vierte en la capsulita donde se recogió el agua condensada , y se evapora del todo ; el residuo se mezcla con una corta dosis de flujo negro(1) , algunos centígramos lo mas , y despues se mete en un tubito adelgazado por su abertura. Se alarga en seguida á la lámpara, se quiebra la estremidad adelgazada , y cuando la mezcla ha caido hácia el fondo , se le calienta ; en este caso el arsénico va á condensarse en el referido tubo adelgazado , ofreciendo todos sus caracteres al estado metálico.

(1) Se prepara el flujo negro deflagrando juntos partes iguales de nitrato de potasa y cremor

tártaro, de cuya reaccion mútua resulta carbonato de potasa y un exceso de carbon. Tiene los mismos usos que la potasa, y sirve en particular como fundente, y para la estraccion del potasio. (N. D. T.)

Numerosos experimentos han inducido á la comision de la Academia de ciencias á adoptar las conclusiones siguientes:

1^a «Que por el método de Marsh se puede conocer muy fácilmente la presencia de $\frac{1}{10000000}$ de ácido arsenioso existente en cualquier líquido; comienzan á aparecer manchas en un fluido que solo tenga $\frac{1}{20000000}$ poco mas ó menos.

2^a «Las manchas indicadas no aparecen mejor empleando mucha cantidad, que si se ensaya pequeña porcion en el aparato de Marsh; en la inteligencia de que se supone en entrambos casos igual dosis proporcional de ácido arsenioso; si bien es cierto son mas duraderas en el primero que en el segundo. De aquí resulta una ventaja en concentrar los líquidos arsenicales, y hacer el ensayo sobre un pequeño volúmen del mismo, pues de este modo se obtienen manchas mucho mas intensas.

3^a «Es de sumo interes, al obtener las manchas arsenicales por medio del aparato de Marsh, interponer entre el gas un tubo al menos de tres decímetros de largo, lleno de amianto, ó en su defecto de algodón, para que pueda retener las gotitas arrastradas mecánicamente por el gas; pues de otro modo peligran sean las manchas de oxisulfuro de zinc, que se confunden á menudo con las arsenicales.

4^a «El método de Lassaigne puede dar buenos resultados. Consiste en hacer pase el hidrógeno arsenical al través de una disolución bien neutra de nitrato de plata; descomponer en seguida el líquido por medio del ácido clorhídrico; evaporarle luego para eliminar los ácidos, y ensayar después sobre el residuo las reacciones del arsénico. Ofrece bastante comodidad hacer atravesarse por una pequeña dosis de líquido la más mínima porción de arsénico existente en un gran volumen de fluido, que no es posible concentrar por medio de la evaporación, y poder en su consecuencia, tratando el nuevo líquido arsenical concentrado en un pequeño aparato de Marsh, obtener manchas mucho mejor caracterizadas. Solo se necesita una precaución, la de no afirmar la presencia del arsénico por el hecho de enturbiarse la disolución del nitrato de plata, y producir un depósito mientras pase el gas, pues que puede resultar de otros gases no arsenicales mezclados con el hidrógeno, y aun por este solo cuerpo, si se opera bajo la influencia de la luz.

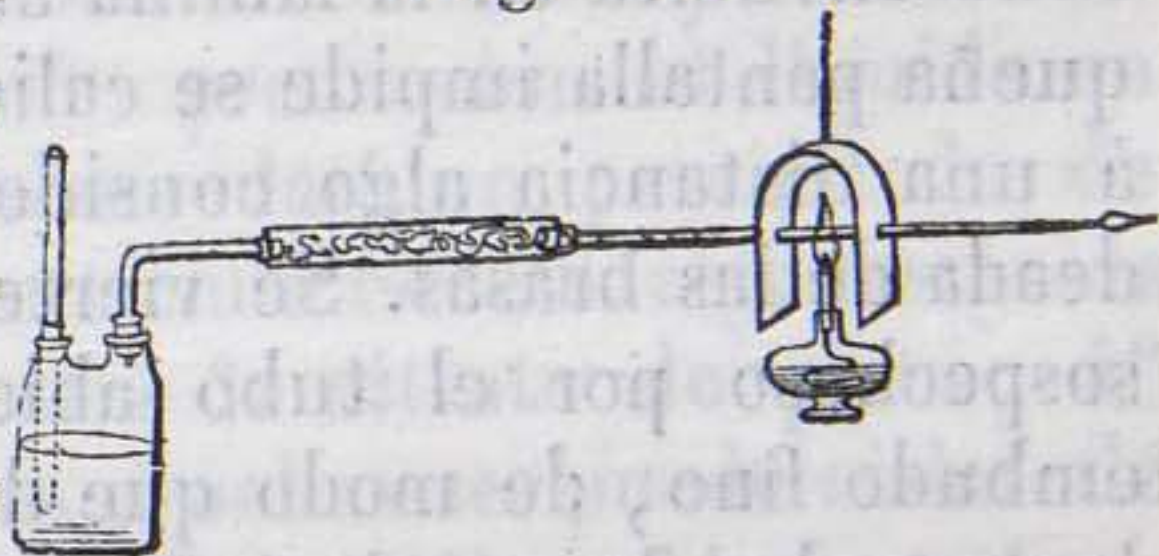
«Puedese reemplazar la disolución de nitrato de plata por otro de cloro, ó por la de un cloruro alcalino.

5^a «La disposición indicada por Berzelius y Liebig, y reproducida con varias modificaciones útiles por Kæppelin, y Kampmann, de Colmar, hacen perceptibles cantidades de arsénico que no se manifiestan por medio de las manchas, ó si lo efectúan, es de un modo muy dudoso. Semejante disposición ofrece desde luego la ventaja de condensar el arsénico de un modo mucho más completo,

si bien en ocasiones se hallará mezclado con sulfuro de dicha sustancia; accidente que se reduce á una pequeña alteracion en el color, sobre todo si el compuesto arsenical existe en pequeña dosis.

«Un frasco de cuello recto y ancha abertura se cierra por medio de un tapon con dos agujeros; por el primero de ellos se hace descender hasta el fondo de aquel un tubo recto de un centimetro de diametro, y en el segundo se mete otro mas pequeño encorvado en ángulo recto; este se introduce en otro mas

Fig. 40.



ancho de cerca tres decímetros de largo, y lleno de amianto.

Al extremo del mismo se adapta otro tubo de cristal menos fusible, y cuyo dia-

metro interior sea de dos á cinco milímetros, y su longitud de muchos decímetros; debe estar adelgazado á su estremidad, y envuelto en una hojita de laton bruñida de cerca un decimetro.

«El frasco deberá contener todo el líquido que se someta al experimento, quedando todavía un vacío de cerca una quinta parte. Tendráse presente como es de grande interes no sea considerable el volúmen del líquido, si se ha de operar sobre un fluido que solo contenga vestigios de sustancia arsenical.

«Uno de los tubos debe presentar el corte en bisel en la porcion sumergida en el frasco, y llevar además una esferita en un punto cualquiera del brazo vertical. Tal disposicion no es del todo indispensable,

pero si muy cómoda , porque condensa y hace caer en el frasco casi toda el agua , en cantidad bastante considerable , cuando el líquido se encuentra ya caliente por la reaccion.

«Dispuesto de este modo el aparato, se introducen en el frasco algunas laminitas de zinc , y una capa de agua para cerrar la abertura del tubo de seguridad , y luego se vierte un poco de ácido sulfúrico. El hidrógeno que se desprende desaloja el aire del frasco. Se calienta hasta el rojo, por medio de ascuas colocadas en una rejita la parte del tubo envuelta en la lámina antes referida; una pequeña pantalla impide se caliente el indicado tubo á una distancia algo considerable de la parte rodeada de las brasas. Se vierte en seguida el líquido sospechoso por el tubo abierto mediante de un embudo fino , de modo que descienda á lo largo de las paredes de aquel , á fin de evitar la entrada del aire en la botella. Si el desprendimiento del gas disminuye despues de introducido el líquido , se le añade una corta dosis de ácido sulfúrico , y la operacion marcha poco á poco , y de un modo bastante regular.


«Si el gas contiene arsénico , este se depone bajo la forma de un anillo en la parte anterior de la porcion de tubo caliente. Se le puede poner el fuego al gas que sale del aparato , y ensayar el recoger las manchas sobre un plato de porcelana. Se obtienen efectivamente algunas veces , cuando no se calienta una porcion considerable del tubo , ó en el caso de que este tenga un gran diámetro.

«Puedese asimismo encorvar el tubo , y sumergir su estremidad en una disolucion de nitrato de

plata, para condensar segun sea menester las últimas porciones de arsénico.

«Encontrándose este depuesto en el tubo bajo la forma de anillo, es fácil probar todas las propiedades físicas, y químicas que le caracterizan. Así es que se comprobará muy bien: 1° su propiedad de volatilizarse; 2° su cambio en un polvo blanco volátil (el ácido arsenioso), calentado que sea el tubo abierto por sus dos estremidades en una posicion inclinada; 3° si se calienta un poco de ácido nítrico ó agua fuerte en el tubo, se trasformará el arsénico en ácido arsénico muy soluble en el agua. Evaporado con precaucion el líquido en una cápsula de porcelana dará un precipitado de color rojo-ladrillo, vertiendo en ella algunas gotas de una disolucion neutra de nitrato de plata; 4° despues de todas estas pruebas se puede aislar de nuevo el arsénico al estado metálico. Al efecto basta añadir una pequeña cantidad de flujo negro en la cápsula donde se opera la precipitacion por el nitrato de plata; sacar luego la sustancia, é introducirla en un tubito, que tenga adelgazada una de sus estremidades *b*, cerrando la otra *a* á la lámpara, despues que se ponga aquella, que se deja caer á la parte ensanchada, y se la somete al

Fig. 41.

calor rojo; el arsénico pasa al estado metálico, y forma en la  porcion estrecha del referido tubo un anillo, que presenta todos los caracteres físicos de dicha sustancia, por pequeña dosis de la misma que contuviere.

6ª Es fácil hallar en el comercio zinc y ácido sulfúrico que no den señal alguna de arsénico en

el aparato de Marsh, aun en el caso de disolver cantidades considerables de la primera de aquellas sustancias.

«Es indispensable en todos casos se ensayen antes con gran cuidado todos los reactivos que deban emplearse en las varias investigaciones; es menester tambien hacer al propio tiempo, ó inmediatamente despues del experimento con las sustancias envenenadas, otra experiencia igual, pero en blanco, empleando al efecto los mismos reactivos é iguales dosis que en la operacion verdadera. De manera que si se han carbonizado los materiales por el ácido sulfúrico ó nítrico, deberán evaporarse, en vasos semejantes, cantidades análogas de ácidos; en una palabra, repetir en el experimento de contra-prueba todas cuantas operaciones se hubiesen hecho en el verdadero.

7^a «La carbonizacion de las sustancias animales mediante el ácido nítrico ó nitrato de potasa pueden salir de un modo satisfactorio; pero en ocasiones no podrá impedirse al fin del experimento una fuerte deflagracion, que ocasione pérdida considerable de arsénico. La carbonizacion por el ácido sulfúrico concentrado, y el tratar el carbon que resulte por el nítrico, ó agua régia, nos parece preferible en un gran número de casos. Este método exige se emplee una cantidad mucho menor de reactivo; y puede decirse que si se verifica conducentemente, no ocasiona semejante método sino una muy corta pérdida de arsénico. Se evitará todo riesgo, haciendo la carbonizacion en una retorta de vidrio con su recipiente.

8^a «Es de suma importancia se verifique com-

pletamente la carbonización de la materia orgánica, sin cuya circunstancia se obtiene no solo un líquido que hace espuma en el aparato de Marsh, si tambien capaz de presentar manchas semejantes muchas veces á las arsenicales. Estas manchas observadas por el Sr. Orfila son abundantes siempre y cuando la sustancia orgánica se destruya parcialmente; provienen de gases carbonados á medio descomponer en la llama, y se distinguen fácilmente de las arsenicales por las reacciones químicas á que dan lugar. Pueden sin embargo ocasionar graves equivocaciones, si el operador se contenta con los caracteres físicos tan solo.

9^a «En cuanto al arsénico que se habia dicho existir en el cuerpo del hombre al estado normal, hay que notar como todos cuantos experimentos se han practicado por la comision del Instituto tanto sobre la carne muscular, quanto sobre los huesos, han producido resultados negativos.

10^a «La comision, reasumiendo las razones emitidas en su dictámen, cree que el método de Marsh, aplicado con las precauciones ya referidas, satisface las necesidades de las investigaciones médico-legales, en que las dosis de arsénico cuya presencia se trata averiguar, son casi siempre muy superiores á las que pueden probarse mediante tal aparato; en la inteligencia que en todas circunstancias debe emplearse como medio de concentrar el metal para estudiar sus caracteres químicos, pudiendo ser consideradas como nulas, ó al menos muy dudosas las indicaciones que pudiera suministrar, si el depósito formado en la parte anterior del tubo caliente no permitiera al práctico,

en virtud de su poco espesor, cotejar de un modo el mas preciso los caracteres químicos del arsénico.

Añadiremos aun, que en el mayor número de casos de envenenamiento, el exámen de las sustancias arrojadas por el vómito, ó de las que resten en el estómago é intestinos, convencerá al práctico de la presencia del veneno, y que no será necesaria la carbonacion de los órganos, sino cuando los primeros ensayos hayan sido infructuosos, ó en aquellos, muy raros ciertamente, en los cuales las circunstancias que puedan hacer presumir el envenenamiento indiquen la necesidad de llevarle á efecto.

La Academia de medicina se ha ocupado tambien de tan importante cuestion. Los principales resultados deducidos por tan distinguida asamblea son:

1º «A consecuencia de las carbonizaciones ó incineraciones incompletas de las sustancias animales se obtiene á las veces, sirviéndose del aparato de Marsh, manchas, que sin ser arsenicales, pueden ofrecer semejanza.

2º «No es posible confundir tales manchas con las arsenicales, cuando en el experimento practicado al efecto se utilicen agentes químicos.

3º «Entre todos los métodos de incineracion ó carbonizacion propuestos para destruir las sustancias animales en las investigaciones toxicológicas relativas al arsénico, tan solo dos de ellos ocupan la primera línea; la carbonizacion por el ácido sulfúrico propuesta por los Sres. Flandin y Danger, y la incineracion por el nitrato de potasa, tal

cual la ha adoptado el Dr. Orfila. Ofreciendo cada uno de estos métodos sus ventajas particulares, el práctico escogerá el que estimare, según las circunstancias y estado de las materias que haya de someter al experimento.

4º «El medio inventado por Flandin y Danger, para convertir en ácido arsenioso el arsénico eliminado en el aparato de Marsh, es bueno é ingenioso; mas la comisión prefiere el último proceder del Sr. Orfila, y sobre todo el propuesto por el Instituto.

5º «El Sr. Orfila ha sido el primero en demostrar químicamente la presencia del arsénico en todos los órganos de los animales envenenados, habiendo hallado ciertas la Academia todas las investigaciones que este sábio ha comunicado á la misma sobre el particular.

Si el método de Marsh se aplicára siempre por hombres prácticos y de experiencia, yo le admitiría gustoso; pero en vista de que sujetos recomendables han hallado el arsénico donde no existia; y atendiendo igualmente á que los reactivos empleados al efecto pueden contener arsénico, y que es dable introducir al hacer el experimento el cuerpo del delito, resultado siempre deplorable: opino que dicho aparato no debe usarse sino con gran reserva, y por prácticos hábiles y de experiencia; siendo en muchas ocasiones preferible apelar á los medios antes conocidos.

COMBINACIONES DEL CROMO CON EL OXIGENO. — Han sido descubiertas por Vauquelin, célebre químico francés, que nació en 1763 de unos labradores pobres del departamento de Calvados, y que

murió en 1829. Pocos hombres tuvieron una vida tan exclusivamente consagrada á la ciencia, pues del momento mismo en que fue colocado en los sitios científicos mas eminentes, no cesó hasta sus últimos dias de ocuparse en investigaciones interesantes. Con efecto; compuso un gran número de memorias; sus descubrimientos han tenido las aplicaciones mas útiles á las artes, y han hecho servicios interesantísimos á la medicina y economía doméstica.

El cromo puede formar con el oxígeno tres combinaciones; dos óxidos y un ácido.

El óxido crómico, ó protóxido de cromo es de un hermoso verde-yerba, de un matiz tanto mas claro cuanto mejor se ha calcinado. Se le prepara de varios colores; nos contentaremos con decir en este sitio como se le obtiene fácilmente calcinando al calor rojo el bicromato de mercurio. El hydrato de protóxido de cromo es de un verde-gris; pierde su agua por la calcinacion, y se vuelve por un momento incandescente, en cuyo caso es inatacable por los ácidos, escepto el sulfúrico hirviendo. Los alcalis le convierten en cromato por la via seca. El protóxido de cromo suministra el color verde mas sólido y brillante; se le emplea para pintar los esmaltes y porcelanas.

El deutóxido de cromo, ú óxido subcrómico se obtiene haciendo digerir el ácido crómico con óxido de cromo; pero el agua caliente descompone el óxido que resulta en ácido crómico y protóxido de cromo. Ofrece un color moreno subido.

Acido crómico.—Se obtiene descomponiendo el bicromato de plata por el ácido clorhydrico. El Sr. Fritzsche le prepara tratando en caliente una disolucion concentrada de bicromato de potasa por el ácido sulfúrico concentrado hasta tanto se forme un precipitado; se hace evaporar el líquido en el vacío sobre el ácido sulfúrico, y el ácido crómico cristaliza; es de un hermoso rojo-rubí, muy soluble en agua; evaporado en el vacío toma la forma de costras morenas. El calórico le descompone en oxígeno, y en protóxido; pierde el primero con la mayor facilidad. Una solución alcohólica, en un principio roja, se hace muy luego verde. Es el mas fuerte de los ácidos metálicos; se combina con todas las bases, y forma cromatos á diversos grados de saturacion. Segun Peligot el ácido crómico se une á muchos cloruros para formar sales particulares.

Cromatos.—Los cromatos alcalinos neutros no cristalizan; los sub-cromatos son amarillos; los cromatos ácidos de un rojo anaranjado; los primeros forman precipitados amarillos con las sales de bismuto y plomo; rojos con las de mercurio, y rojo-oscuros con las de plata. En los cromatos neutros la cantidad de oxígeno de la base es á la del ácido como 1 á 3.

OXIDOS DE ANTIMONIO.—El antimonio se combina con el oxígeno en cuatro proporciones, formando un sub-óxido, el óxido de antimonio, el ácido antimonioso, y el antimónico.

El hydrógeno descompone los *óxidos* de antimonio, como igualmente el carbono, azufre, y muchos metales. Al soplete se disuelven con el borax;

con la sal de fósforo producen cristales incoloros; la sal amoníaco les trasforma en cloruros volátiles á un calor oscuro.

Oxido de antimonio. (Protóxido de antimonio.)
— Se le obtiene oxidando el antimonio al contacto del agua; es de un blanco puro. Væhler ha observado que cristalizaba como el ácido arsenioso, que le es isomorfo, bajo dos formas incompatibles, el octaedro regular, y el sistema prismático. Su densidad es de 5,56. Se funde al calor rojo; es muy volátil; por el fuego se trasforma en parte en ácido antimonioso; es insoluble en el agua. El hydrato es un poco soluble en algunos ácidos vegetales; se combina tambien con los alcalis. Formula: $\text{Sb}^2 \text{O}^3$.

Acido antimonioso.—Se le prepara tratando el antimonio por el ácido nítrico concentrado, y calcinando hasta el calor rojo el polvo blanco que se produce. El hydrato se obtiene saturando de ácido una disolucion de antimonito de potasa. Es de un hermoso blanco, inalterable por el calórico, infusible, y fijo. Su hydrato es blanco, y enrogece los colores azules vegetales; insoluble en el agua y ácido nítrico, se disuelve un poco en el sulfúrico hirviendo, y mejor en el clorhydrico. El agua le precipita de sus disoluciones ácidas. Formula: $\text{Sb}^2 \text{O}^4$.

Acido antimónico.—Se le obtiene al estado de hydrato, descomponiendo el antimoniato de potasa por el ácido nítrico; al estado anhydro calcinando el hydrato á un calor débil. Es de un color blanco ligeramente amarillo; el hydrato es del todo blanco. Al calor rojo abandona una parte de su

oxígeno, y se trasforma en ácido antimonioso; es insoluble en el agua y ácidos, excepto el clorhídrico concentrado é hirviendo, y en gran cantidad; es un ácido muy fuerte.

Sales de protóxido de antimonio.—Tienen un ligero sabor metálico; sus disoluciones se enturbian cuando se las dilata en agua; pero no lo verifican si el ácido es vegetal. El gas sulfhídrico y los sulfhydratos las precipitan en anaranjado. El hierro, zinc, y estaño precipitan al antimonio en polvo fino. Todas las preparaciones de antimonio solubles son mas ó menos venenosas; provocan el vómito con una grande energía, y á veces producen efectos purgantes; el tanino las precipita; la quina y nuez de agalla son su contraveneno.

OXIDOS DE COBRE.—Son tres; y les descomponen el hidrógeno, carbono, azufre, sustancias orgánicas, y muchos metales, entre otros el hierro, y zinc; forman combinaciones fusibles con el litargirio.

Protóxido.—Se le prepara calentando hasta el punto de fusion el deutóxido de cobre con un pequeño exceso del metal propiamente dicho. El hydrato se obtiene precipitando una sal de cobre por medio de un alcali fijo. Es de color naranja. Malagutti prepara el óxido anhydro empleado en las artes fundiendo á un calor suave 100 partes de sulfato de cobre, y 75 de carbonato de sosa, despues se pulveriza la mezcla, añadiendo 25 de limaduras de cobre, y sometiéndolo todo á un calor rojo blanco por espacio de veinte minutos; luego se pulveriza la masa cuando está fria, y se lava. Es de

un rojo de hígado; se le funde al calor blanco. Calentándole al contacto del aire, absorve el oxígeno, y se convierte en deutóxido. Tiene una gran tendencia á descomponerse en cobre metálico y en deutóxido; lo cual sucede, si se le trata por el ácido acético ó el sulfúrico debilitado. El clorhídrico le disuelve sin descomponerle; el amoníaco también, y la disolución es incolora. Fórmula= $\text{Cu}^2 \text{O}$.

Deutóxido.—Se prepara calcinando el nitrato de cobre hasta que no se desprenda gas. Es negro; soporta un calor blanco sin fundirse ni descomponerse, pero le resuelven con facilidad los cuerpos combustibles, por cuya causa se emplea en las análisis vegetales. Se disuelve en la mayor parte de los ácidos, y en el amoníaco; es una base fuerte. Fórmula= Cu O . Su hydrato es de un azul claro; se obtiene precipitando la disolución de una sal de cobre por medio de la potasa.

Sobre-óxido.—Se prepara por medio del agua oxigenada Cu O^2 .

Sales de cobre, ó de protóxido de cobre.—La mayor parte son insolubles en el agua; cuando están húmedas absorven el oxígeno del aire y se trasforman en subsales de cobre. El amoníaco las disuelve sin tomar color, si bien sus disoluciones se vuelven azules al contacto del aire.

Sales de cobre, ó de deutóxido de cobre.—Son de un hermoso azul ó verde; su sabor es muy desagradable; forman con el amoníaco bellas disoluciones azules. El cyanuro ferroso-potásico las precipita en moreno-rojizo; el gas sulfhídrico, y los

sulfhydratos en negro. Con las sales amoniacaes forman casi todas sales dobles y solubles en un esceso de amoniaco.

ÓXIDOS DE PLOMO.—Existen cuatro combinaciones de plomo y oxígeno: el sub-óxido, el protóxido, sobreóxido, y el minio, ú óxido intermediario. Todos son susceptibles de descomponerse por el hidrógeno, carbono, azufre, cuerpos combustibles, y metales muy oxidables.

Sub-óxido.—Se forma mediante la oxidacion del plomo al aire, ó calcinando el oxalato en vasos cerrados. Se presenta bajo la forma de un polvo gris-negro.

Protóxido.—Se obtiene al estado de *hydrato* blanco precipitando una sal de plomo por un alcali disuelto, y oxidando dicho metal por medio del calorico. Cuando no está fundido toma el nombre de albayalde; es pulverulento, y de un amarillo pálido fusible; cuando lo está se le llama *litargirio*, en cuyo caso se presenta bajo la forma de láminas micaceas de un amarillo rojizo.

El protóxido de plomo es una base enérgica, que se combina fácilmente con todos los ácidos no solo por la via seca, si tambien por la humeda; con la silice y ácido bórico forma cristales pesados. Fórmula= Pb O . Este óxido ya sea bajo una ú otra forma se usa mucho en medicina y artes.

N. D. T. En la nota que pusimos página 228 al hablar del plomo se dijo ya cuanto condujo sobre los preparados de esta sustancia, y empleo que de ellos, principalmente del protóxido, se hacia en medicina.

Sobre-óxido de plomo. — Se le obtiene tratando el minio por el ácido nítrico; es de un color de pulga oscuro. Cuando se le calienta, se convierte en protóxido, si la temperatura es suficiente. Es un oxidante enérgico. Los ácidos le disuelven con desprendimiento de oxígeno, y forman proto-sales. Fórmula= Pb O^2 .

Minio. — Se le prepara calentando al contacto del aire, y á un calor moderado, el albayalde ó el carbonato de plomo reducido á polvo. Es de un rojo anaranjado brillante; puede resistir sin descomponerse un calor de 250° ; calentado hasta el rojo cereza, deja desprender el oxígeno, y se trasforma en albayalde. Así es que vemos á este óxido absorber el oxígeno mediante el calórico, y perderle á una temperatura muy elevada. Vuelve otra vez al estado de protóxido por los mismos cuerpos que producen tal efecto en el sobre-óxido. El ácido nítrico le trasforma á la temperatura ordinaria en protóxido, que se disuelve, y en sobre-óxido, que se altera. Se compone de protóxido de plomo, y sobre-óxido; los diversos minios que se hallan en el comercio ofrecen varias composiciones.

Sales de plomo. — Solo el protóxido, combinándose con los ácidos, forma sales. Todas las de plomo son venenosas, aun á dosis pequeñas; ocasionan cólicos conocidos con el nombre de cólico de los pintores. Las que se disuelven en el agua son incoloras, y ofrecen un sabor azucarado y astringente. Los sulfatos precipitan en blanco sus disoluciones; el gas sulfhídrico, y el sulfhydrato de amoníaco en negro; el cromato de potasa y ioduro de po-

tasio en amarillo. Una lámina de zinc ó estaño produce un depósito de plomo metálico.

OXIDOS DE LOS METALES DE LA 5ª SECCION.—Solo nos detendremos en el examen de los

OXIDOS DE MERCURIO.—Existen dos de ellos, que se descomponen completamente por medio del calor rojo.

El protóxido (óxido negro de mercurio) se prepara reduciendo á polvo muy fino el cloruro de mercurio, y tratándole por un exceso de potasa cáustica líquida. Es un polvo negro, que el calor ó la luz trasforman en mercurio y en óxido mercurial.

Oxido de mercurio (deutóxido de mercurio).—Se obtiene ora esponiendo el mercurio caliente hasta el punto de ebulicion al contacto del aire, en cuyo caso se llama *precipitado de persia*, ora descomponiendo el nitrato por un calórico bien graduado, y se le da el nombre de *precipitado rojo*. Cuando se le precipita por un exceso de potasa de una sal de mercurio, se presenta al estado de hydrato, y ofrece un color amarillo. El óxido de mercurio anhydro es de un color variable desde el amarillo anaranjado hasta el rojo oscuro. Es algo soluble en el agua, y tiene un sabor muy desagradable. Es una base fuerte. Fórmula= Hg O .

SALES DE MERCURIO.—Existen dos de ellas correspondientes á los dos óxidos. Las propiedades que tienen de comun son: ofrecer las que son solubles un sabor particular y desagradable; cuando se las calienta con el carbonato potásico, se obtiene un sublimado de mercurio metálico. Si se hace digerir una sal de mercurio en ácido fosforoso ó hypofosforoso, el mercurio se separa; mezclando esta

sal con ácido clorhídrico concentrado, y cloruro de estaño, y calentándole un poco, se obtiene igualmente azogue. Una lámina de cobre precipita también dicho metal.

Se distinguen las sales mercuriales de las mercurícas en que las primeras dan tratadas por la potasa un precipitado negro, y las segundas rojo.

Como muchas combinaciones de mercurio son venenosas, es necesario á veces probar la presencia de una corta dosis de dicha sustancia (mercurio). Smithson pone un pequeño grano del mismo cuerpo sobre una hoja de oro con estaño, y le mezcla una gotita de ácido clorhídrico; si hay mercurio, se forma al momento una amalgama de oro sobre la hoja de este metal, la cual despues de lavada presenta en el sitio que ocupaba la sustancia una mancha blanca, que desaparece calentando el oro.

OXIDOS DE LOS METALES DE LA 6ª SECCION.—Solo estudiaremos los de plata y oro.

OXIDO ARGENTICO.—(*Deutóxido de plata.*)—Se le prepara precipitando el nitrato de dicha sustancia por un alcali fijo, y secando el precipitado un poco menos que al calor rojo. Es de un color moreno-aceituna, su densidad de 7,145, un poco soluble en el agua, y en tal estado ofrece reaccion alcalina; su *hydrato* es de un moreno claro; es muy fusible con el brax ó los silicatos. El calórico le descompone. Es una base enérgica, que semeja mucho por sus propiedades químicas al óxido de plomo. Fórmula: Ag. O.

OXIDO ARGENTOSO.—(*Protóxido de plata.*)—Este grado inferior de oxidacion en la plata le ha descubierto Væther calentando citrato ó malato de

dicha sustancia en una corriente de gas hidrógeno á una temperatura de 100° . Poniéndole en el agua, se obtiene una disolución colorada, de que puede precipitarse, por medio de la potasa, el protóxido de plata bajo la forma de un polvo negro. Fórmula: $\text{Ag}^2 \text{O}$.

Sales de deutóxido de plata. — Son generalmente incoloras; sus disoluciones forman con el ácido clorhídrico ó los cloruros un precipitado blanco de cloruro de plata ligero, insoluble en el agua, que tratado por el soplete sobre el carbon, produce un botoncito de plata metálica. Todos los metales mas electro-positivos precipitan esta última; las sales de hierro y estaño lo verifican asimismo, y por una propiedad paradoxal sucede que la plata luego de hervida con una sal férrica se disuelve, reduciéndola al estado de sal ferrosa, pero se precipita por el enfriamiento, y esta última se convierte en aquella. La mayor parte de las sales de plata toman un color negro luego de espuestas á la luz.

PROTOXIDO DE ORO. — Se obtiene precipitando en frio el protocloruro por un alcali fijo dilatado; es de un verde-oscuro, y se descompone espontáneamente en peróxido y en oro metálico. Fórmula: $\text{Au}^2 \text{O}$.

PEROXIDO DE ORO. — El mejor medio de prepararle, segun Pelletier, es mezclando magnesia en exceso con el percloruro de oro, y lavando el depósito por medio del ácido nítrico. Cuando se emplea el ácido dilatado, se obtiene el *hydrato*, si está concentrado el peróxido; este es negro, aquel de un amarillo-rojizo. El calor y los combustibles le descomponen con la mayor facilidad. Entre los

ácidos oxigenados, solo le ataca el nítrico; los hydrácidos le disuelven muy bien cuando se halla al estado de hydrato. Con el amoníaco forma un compuesto fulminante. Fórmula: $Au^2 O^3$.

Llámanse *auratos* las combinaciones de este óxido con las bases; las disoluciones son incoloras, y se vuelven amarillas por la adición de un ácido.

Sales de oro.—Solo se conocen las sales haloïdes y las sulfo-sales de oro. Presentan un bello color amarillo ó anaranjado, y se distinguen por la propiedad que disfruta el sulfato ferroso de precipitar al oro metálico bajo la forma de un polvo moreno, que toma el brillo metálico por medio del bruñidor.

AMONIACO, AZOURO DE HYDROGENO. — (*Alcali volátil, alcali fluor, espíritu de sal amoníaco.*— Despues que Davy hubo observado como la potasa y sosa eran óxidos metálicos, imaginó si el amoníaco, que desempeñaba un papel igual á la primera de aquellas sustancias, sería tambien el óxido de un metal particular, al cual se propuso llamar *ammonium*; pero por mas investigaciones que hizo, no le pudo descubrir. Berzelius adoptó en un principio esta idea, y propuso en seguida el nombre de *ammonium* á una combinacion de azoe é hydrogéno, que en muchas circunstancias desempeña efectivamente el papel de un metal. Esta combinacion = $Az H^4$.

Propiedades físicas.—El amoníaco es un gas incoloro, trasparente, de un sabor acre y cáustico, de un olor fuerte, y característico; hace saltar las lágrimas; su gravedad específica = 0,591. Enverdece muy mucho el jarave de violetas.

El amoníaco resiste el mas alto grado de calor;

al contrario , un gran número de chispas eléctricas le descompone. Sometido á -48° , se fija y vuelve opaco.

Propiedades químicas.—El oxígeno y el aire no le descompone sino á una alta temperatura , de donde resultan agua , un poco de ácido nítrico , y azoe libre.

El carbono absorve 90 medidas de este gas; pero una temperatura elevada le descompone, dando origen á gas carburo de hydrógeno , y á una sustancia de olor de almendras amargas , probablemente ácido cyanhydrico.

El azufre le descompone sometido á la influencia del calórico , formando de repente una mezcla de azoe é hydrógeno gaseoso , de sulfhydrato , y sulfhydrato de amoníaco cristalizados.

El iodo le descompone al momento ; se forma un líquido viscoso , de aspecto metálico , que se llama *ioduro de amoníaco* , el cual si continúa absorviendo el amoníaco gaseoso pierde su brillo y viscosidad. Si se vierte agua sobre este compuesto , se forma al instante un polvo negro , que es el ioduro de azoe , del cual hemos ya hablado.

El cloro descompone el amoníaco , bien se hallen entrambos al estado de gas , bien en disolución ; en todos casos resulta azoe , que se desprende , y ácido clorhydrico que combinándose con el amoníaco forma sal de este último nombre ; con la sola diferencia que en el primer caso se verifica la descomposicion con desprendimiento de calórico y luz.

Muchos metales descomponen el gas amoníaco

á una temperatura elevada ; tales son : el hierro, cobre, plata, platina, y oro ; si bien los dos primeros gozan esta propiedad al mas alto grado. Si se verifica esta descomposicion en un tubo de porcelana incandescente, haciendo atravesar el gas amoníaco, se observa el desprendimiento de gas azootico é hydrógeno. Además, segun Despretz el hierro y cobre absorven un poco de azoe y se hacen quebradizos ; los otros tres metales no aumentan de peso.

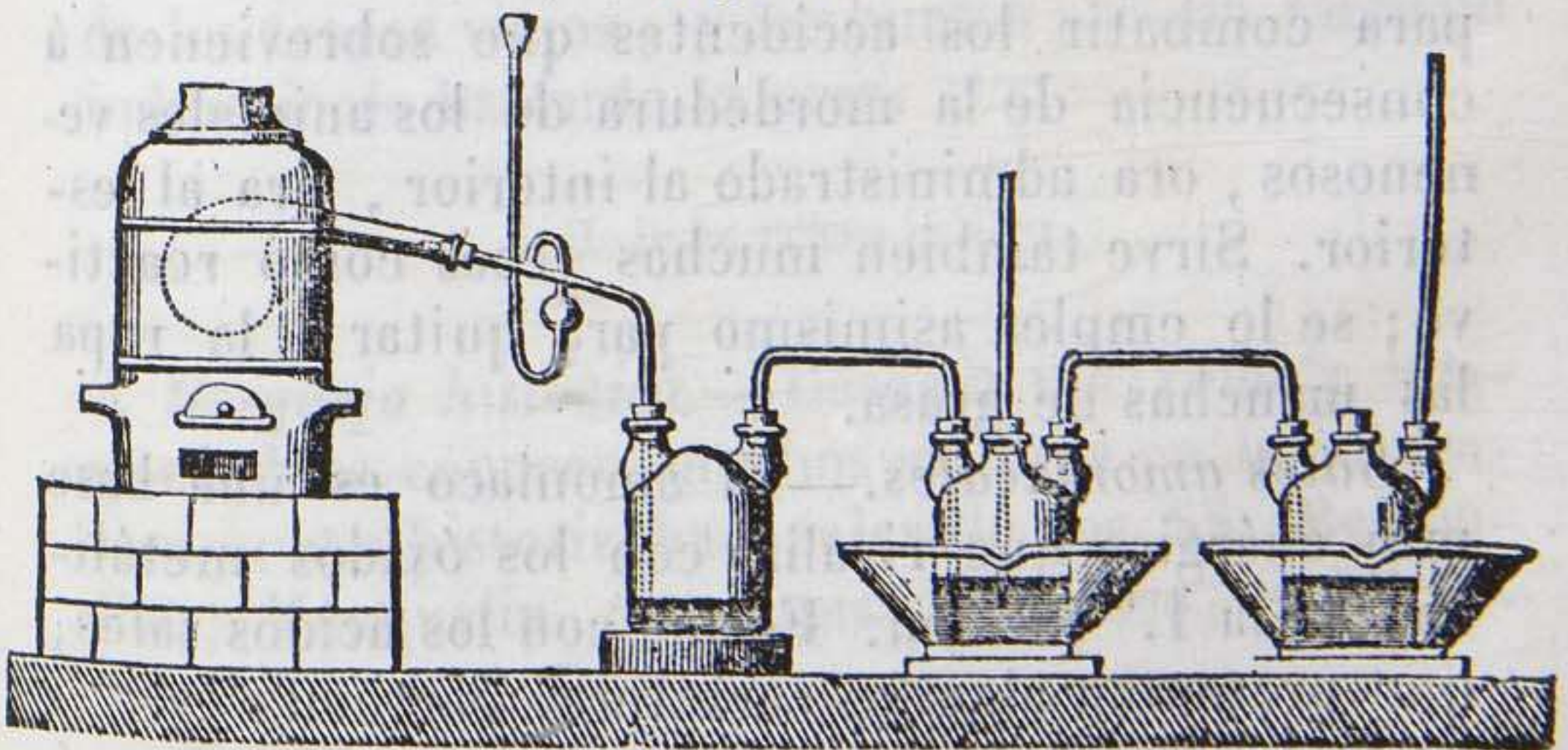
Si se calienta el gas amoníaco con potasio ó sodio, sucede que estos metales le descomponen, desprendiéndose un volúmen de hydrógeno igual al que hubieren eliminado de agua ; el azoe se une al metal, y forma un azouro, que se combina por sí para formar un cuerpo llamado *azouro amoniacal de potasio ó sodio*. Pero entre todos los metales, el que ofrece fenómenos mas curiosos es el mercurio ; con efecto, unido al potasio ó sodio, y puesto en contacto con una disolucion de gas amoníaco ó de cualquier sal amoniacal, sucede que al cabo de poco tiempo se ve como la amalgama quintuplica, y aun sextuplica el volúmen, y toma la consistencia de una manteca, conservando sin embargo su brillo metálico. Igual fenómeno produce el mercurio solo, pero mediante la influencia de la pila. En todos los casos se forma el compuesto $Az H^4$ (ammonium), que desempeñando el papel de metal constituye con el mercurio una amalgama de ammonium. Con efecto ; ora que nos sirvamos del potasio, ora se emplee la pila, siempre se descompone cierta cantidad de

amoníaco, de manera que su hidrógeno al estado nascente se combina con el amoníaco para formar el cuerpo en cuestion.

Composicion.—El amoníaco descompuesto por la chispa eléctrica, y analizado por medio del oxígeno, ofrece una composicion igual á 1 átomo de azoe, y 3 de hidrógeno = Az H^3 .

Amoníaco líquido.—El agua á la temperatura ordinaria disuelve 430 veces su volúmen de este gas, y tal disolucion, de propiedades semejantes á las del amoníaco, es lo que se llama *amoníaco líquido*. Para obtenerla se sirven los químicos del aparato de Woolf, tal cual se halla descrito en la fig. 42. La mezcla que debe producir el amoníaco se coloca en la retorta, á la cual se adapta un tubo de Welter, que va á parar á un frasco donde hay una corta dosis de agua. Se pone de este último líquido en los restantes hasta la mitad, y se hace llegar una corriente de gas amoníaco; la combinacion se verifica con desprendimiento de

Fig. 42.

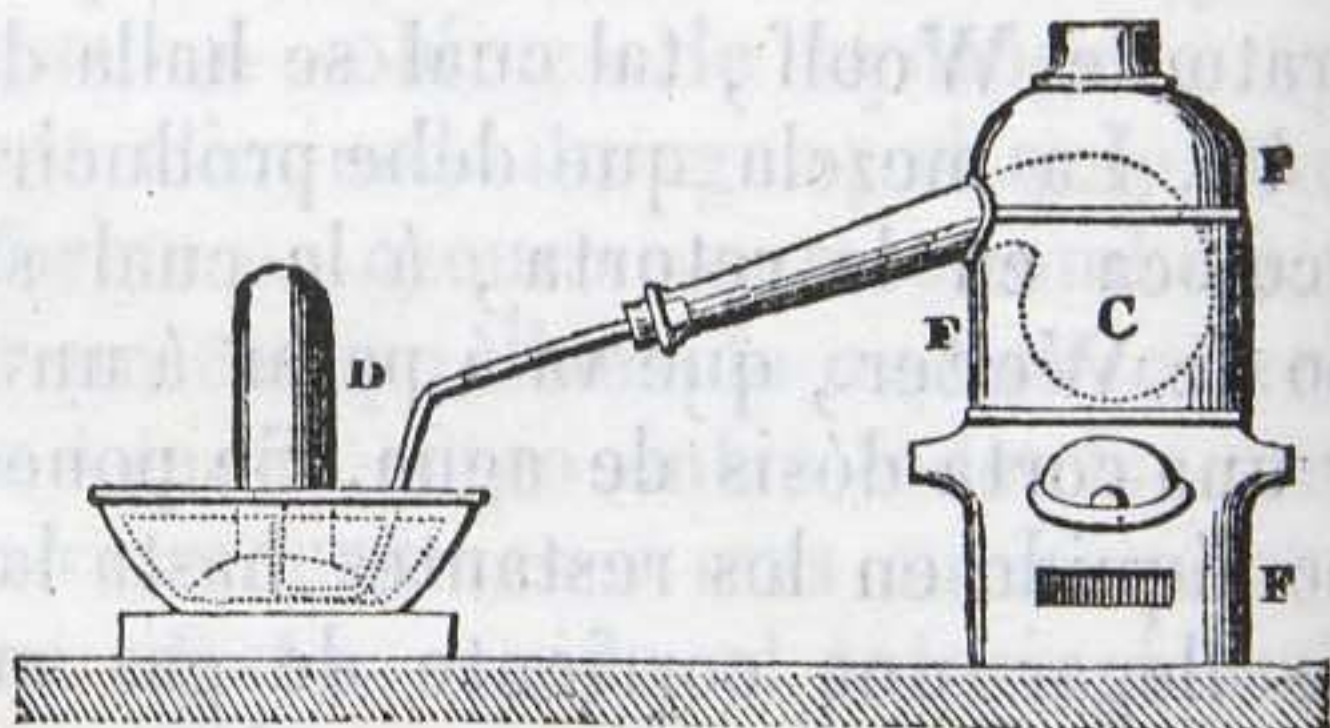


calórico; y de aquí la necesidad de enfriar el vaso donde se opera la disolucion.

Estado natural.—El amoníaco no se encuentra en la naturaleza sino al estado de combinacion en los escrementos de los camellos, en las orinas, y en la mayor parte de las sustancias animales en putrefaccion.

Preparacion.—Se le obtiene calentando partes iguales de cal viva y clorhydrato de amoníaco en una retorta C (fig. 43); la cal se ampara del ácido clorhydrico, formando agua y un cloruro, al paso que el amoníaco se desprende, y va á parar á una probeta colocada sobre el baño de mercurio.

Fig. 43.



Usos y aplicaciones.—El amoníaco se ha usado para combatir los accidentes que sobrevienen á consecuencia de la mordedura de los animales venenosos, ora administrado al interior, ora al exterior. Sirve tambien muchas veces como reactivo; se le emplea asimismo para quitar á la ropa las manchas de grasa.

Sales amoniacaes.—El amoníaco es una base muy enérgica que rivaliza con los óxidos metálicos de la 1.^a seccion. Forma con los ácidos sales, que presentan algunos caracteres particulares.

Todas las sales amoniacaes carecen de color, á menos que el ácido no le tenga; tienen un sabor

picante; la mayor parte cristalizan. Espuestas al fuego, se descomponen regularmente. Si el ácido es fijo, como el fosfórico, el amoníaco se desprende, y aquel queda libre; mas si no lo es, se resuelve al propio tiempo que el amoníaco; por último, si el ácido es volátil, la misma sal se volatiliza; sin embargo, algunas veces cambia el estado de saturación.

El agua disuelve todas las sales amoniacales, y la disolución no se precipita ni por los carbonatos de potasa, sosa, y amoníaco, ni por los sulfhydratos, ni por el cyanhydrato de potasa; el cloruro de platina forma un precipitado de color carnero, y el sulfato de alumina cristalino. En fin, trituradas con la potasa ó sosa dejan escapar todo el amoníaco.

Las sales amoniacales neutras se componen de un átomo de ácido y dos de amoníaco.

Usos.—Solo se emplean el carbonato, sulfato, clorhydrato, sulfhydrato, y acetato de amoníaco.

Obtiénense los compuestos amoniacales destilando los trapos viejos, y los huesos; es un ramo de industria de bastante interés.

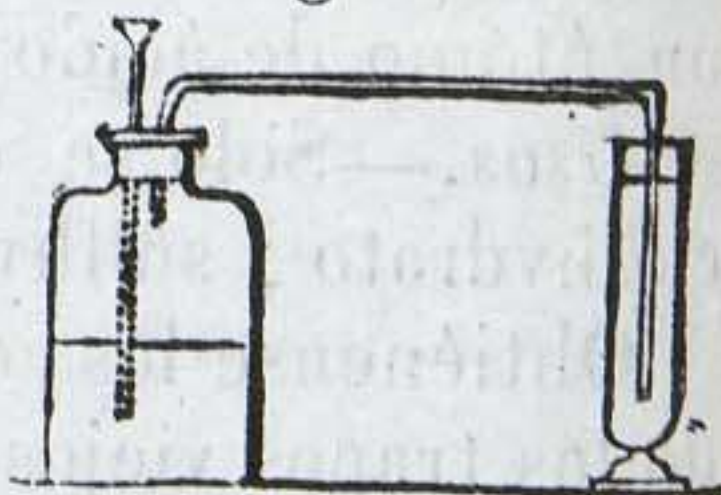
§. IX. De los sulfuros metálicos.

Bosquejo histórico.—Desde la mas remota antigüedad se conocen muchos sulfuros en la naturaleza, cuya historia han aclarado los SS. Berthollet, Vauquelin, Gay-Lussac, Bertier, y Berzelius.

Preparación.—Se les puede obtener: 1.º combinando directamente el metal con el azufre, me-

diante el calórico; 2.º haciendo obrar el azufre sobre muchos óxidos metálicos. En los de las cuatro últimas secciones sucede que el oxígeno del óxido se une al azufre, y forma ácido sulfuroso, que se desprende, quedando un sulfuro; sobre los metales alcalinos forma por la via seca sulfuros mezclados con sulfato; y por la húmeda idénticos cuerpos, pero con hypo-sulfatos. 3.º Se obtienen ademas los sulfuros haciendo obrar el gas sulfhydrico sobre muchas soluciones salinas de metales de las tres últimas secciones. El aparato que se emplea para esta operacion le representa la fig. 44. 4.º Los sulfuros insolubles pueden todos obtenerse por doble descomposicion, empleando un sulfuro soluble en una solucion salina del metal, cuyo sulfuro se desea. Becquerel ha obtenido por la electro-química muchos sulfuros cristalizados.

Fig. 44.



Propiedades químicas de los sulfuros metálicos. — El calórico descompone los sulfuros de los metales de la 6.^a seccion, excepto el de plata. Los sulfuros simples están compuestos de tal modo, que descomponiendo el agua forman gas sulfhydrico, y un óxido salificable. Resulta que un átomo de azufre en un sulfuro reemplaza otro de oxígeno en un óxido. Respecto á la accion del agua sobre los sulfuros, se les puede dividir en tres clases: 1.^a los solubles en dicho líquido, que son los de la primera seccion, y los de magnesio, glucinio, é ytrio; 2.^a los insolubles hidratados, á saber: los de zinc, manganeso, y hier-

ro. El agua no tiene acción sobre los demás sulfuros metálicos. Los de la segunda serie, sometidos á la influencia simultánea del agua y calórico, se trasforman en hidrógeno sulfurado y en óxidos. El oxígeno seco obra sobre los sulfuros, trasformándoles en hypo-súlfitos, súlfitos, y sulfatos; en este caso se hallan los metales alcalinos; 2.º en óxido, como el sulfuro de plomo; 3.º en oxisulfuro; ex. el sulfuro de antimonio; 4.º en metal, y ácido sulfuroso, como el sulfuro de mercurio. El cloro trasformá los sulfuros anhydros en cloruros metálicos, y en cloruros de azufre. El bromo y iodo producen reacciones semejantes. Algunas veces este último se combina con el sulfuro, y produce iodo-sulfuros.

Muchos sulfuros, como los de plomo, antimonio, y plata son descompuestos por algunos metales, entre ellos el hierro. Este método se usa en las artes para extraer algunos de aquellos.

Usos y aplicaciones.—La medicina y artes emplean un gran número de sulfuros; vamos á estudiar los principales.

SULFUROS DE POTASIO.—Berzelius admite cinco de ellos en proporciones definidas, y otros dos que resultan de la combinación de unos con otros. En los primeros las cantidades de azufre son entre sí como 1, 2, 3, 4, 5. Fórmulas: $S K$, $S^2 K$, $S^3 K$, $S^4 K$, $S^5 K$.

Protosulfuro. — Se le obtiene haciendo pasar gas hidrógeno al través del sulfato potásico calentado hasta el rojo en un tubo de porcelana. Se le puede preparar fácilmente, tomando una disolución de potasa cáustica, y haciendo atravesar gas sulfhy-

drico hasta que se sature la mitad de la que se emplee , añadiendo en seguida la otra mitad de la disolucion. Pero el medio mas fácil y espedito consiste en calentar hasta el calor blanco en crisoles de arcilla y carbon molido pedazos de sulfato potásico ; resulta un proto-sulfuro en forma de mameoncitos , cristalino, y trasparente. Este sulfuro se funde antes de llegar al calor rojo ; se disuelve en el alcohol y agua sin darle color , pero desarrollando gran cantidad de calórico ; cuando está bastante dividido con el carbon , puede inflamarse al contacto del aire por la accion de la humedad atmosférica ; y esta misma es la causa de que se inflamen muchos pyroforos. Una disolucion de proto-sulfuro de potasio espuesta al aire absorve poco á poco el oxígeno , y pasa sucesivamente al estado de hypo-súlfito , súlfito , y sulfato , sin depósito de azufre ; el aire le devuelve el oxígeno que el carbono le quitó. El cloro , iodo , y bromo precipitan al azufre , y forman cloruros , ioduros , y bromuros. Los ácidos le descomponen con desprendimiento de gas sulfhydrico , sin depósito de azufre.

Sulphydrato de protosulfuro de potasio , hydro-sulfato de sulfuro.—Absorve el gas sulfhydrico , y forma un compuesto capaz de cristalizar. El sulfuro de potasio se combina con el gas sulfhydrico en una proporcion tal, que estos dos cuerpos contienen una dosis igual de azufre. Obtiénese esta combinacion por la via seca, haciendo calentar potasio en el gas sulfhydrico en exceso. Por la via húmeda se prepara esta sal haciendo llegar gas sulfhydrico á una disolucion de potasa hasta que se sature y

evapore , evitando el contacto del aire ; evaporado el líquido , se obtienen cristales prismáticos incoloros , que calentados con el azufre pasan á un grado de sulfuracion mas avanzado , dejando escapar el gas sulfhydricado.

Bisulfuro de potasio. — Se le prepara disolviendo en el alcohol sulfhydrato de protosulfuro de potasio , esponiendo el líquido al contacto del aire , hasta tanto se enturbie en la superficie , y evaporándole en el vacío.

Trisulfuro de potasio. — Se le obtiene si un exceso de vapor de azufre atraviesa el carbonato de potasa calentado hasta el calor rojo.

Cuadrisulfuro. — Si en la operacion anterior se sustituye al carbonato sulfato de la misma sustancia , se obtiene el cuadrisulfuro.

Per , ó quinto sulfuro de potasio (hígado de azufre.) — Para obtenerle se calienta un exceso de azufre con proto-sulfuro de potasio. Pero se prepara ordinariamente calentando un exceso de azufre con carbonato de potasa ; la combinacion comienza á verificarse , aun á la temperatura á la cual se funde el azufre ; este se desprende en exceso con el ácido carbónico , y si se opera sobre cuatro átomos de carbonato de potasa , resultan tres de persulfuro , y uno de sulfato de potasa , que queda unido al sulfuro.

A este compuesto así preparado se le conoce largo tiempo bajo el nombre de *hígado de azufre*. Se emplea mucho en medicina contra las enfermedades de la piel. Es delicuescente , y de un color rojizo. Espuesta al aire su solucion acuosa , absorve poco á poco el oxígeno , y depone las $\frac{4}{5}$ de azufre que

contiene , pasando sucesivamente al estado de hyposulfuro , sulfito , y sulfato. El gas sulfhydrico precipita al azufre muy dividido , y forma un sulfhydrato ; accion inversa de la que ejerce el azufre sobre un sulfhydrato alcalino. Todos los ácidos producen un desprendimiento de gas sulfhydrico , y un depósito de azufre , que es hydrógeno , dotado de ciertas circunstancias referidas en el artículo persulfuro de hydrógeno. El cloro , iodo , y bromo disfrutan sobre él la misma influencia que sobre el protosulfuro. Los metales le roban un exceso de azufre , y resultan muy á menudo sulfo-sales.

SULFUROS DE SODIO. — Se parecen á los correspondientes de potasio ; les utiliza la medicina contra las enfermedades cutáneas ; al presente se usa con preferencia el *sulfhydrato de sosa* , que parece existir en muchas aguas sulfurosas naturales , como las de Barèges , y otras.

HYDROSULFATO DE AMONIACO. — Se produce mediante la destruccion de las sustancias que contienen á la vez entre sus elementos el azoe y azufre ; es uno de los gases deletéreos é infectos que se escapan de las letrinas. Se le puede obtener saturando el amoníaco líquido por el gas sulfhydrico. Es un reactivo muy usado.

PROTOSULFURO DE BARYO. — Se le prepara calentando muy mucho el sulfato de barita con el carbon en un crisol ; este sulfuro es blanco , granugiento , cristalino , soluble en el agua caliente , y que produce al enfriarse cristales brillantes é incoloros. Hay polysulfuros de baryo que no se han estudiado.

SULFUROS DE CALCIO. — Se preparan lo mismo

que los de baryo. El protosulfuro es blanco, opaco, y muy poco soluble en el agua. Se obtienen los *polysulfuros* empleados en medicina haciendo hervir en el agua hydrato de cal, y un exceso de azufre.

SULFUROS DE HIERRO.—Existen cinco en proporciones definidas; muchas de estas combinaciones se encuentran en la naturaleza, y se les da el nombre de *pyrita*, ó *pyrita marcial*. Es un hermoso mineral amarillo llamado *oro de asnos*, en razon á su ninguna utilidad, y á tomarle los ignorantes por mina de oro.

SULFURO DE PLOMO.—(*Galena*.) Es el mineral de plomo mas abundante; cristaliza en cubos de un color gris azulado; su densidad es de 7,585. Se le emplea bajo el nombre de alquifol en la fabricacion de ciertos cristales ó lozas.

SULFURO DE ESTAÑO.—Existen tres; el mas conocido es el *persulfuro*, que todavía se designa con el nombre de *oro mosáico*, *oro de Judéa*. Se presenta bajo la forma de bellas láminas micáceas de un bello amarillo de laton. Se le emplea para frotar las almohadillas de la máquina eléctrica.

SULFURO DE COBRE.—El azufre se combina con el cobre en muchas proporciones, formando sulfuros de un color negro ú oscuro. El protosulfuro puede obtenerse fundiendo cobre con azufre.

SULFUROS DE MERCURIO.—Existen dos de ellos correspondientes á los óxidos. El *protosulfuro* es negro; se obtiene precipitando una sal de protóxido por el gas sulfhydrico; el calórico le descompone en mercurio y en bi-sulfuro; se resuelve asi-

mismo mediante la potasa disuelta por el deuto-sulfuro. Fórmula: $\text{Hg}^2 \text{S}$.

Deuto, ó bi-sulfuro, sulfuro de mercurio, cyanabrio, vermellon.—Este compuesto existe en la naturaleza; es el mineral de mercurio mas abundante; pero se le fabrica para obtener el *vermellon* haciendo obrar 85 partes de mercurio sobre 15 de azufre. El sulfuro de mercurio unas veces es negro, otras rojo; se volatiliza sin fundirse á una temperatura algo elevada; cristaliza en prismas hexaedros. El hydrógeno le descompone, como asimismo el carbon y un gran número de metales, y los alcalinos y sus carbonatos; al estado de vermellon es de un rojo muy bello. Fórmula Hg S .

SULFURO DE PLATA.—Se le puede preparar directamente combinando la plata con el azufre. Es de un gris aplomado, tierno, fusible, fácil de cristalizar, é indescomponible por el calórico, mas no por el hydrógeno. El hierro, y otros varios metales, sin esceptuar el cobre, le descomponen, auxiliados del calórico; los alcalis lo verifican tambien en gran parte por la via seca. Se funde con la plata en todas proporciones. Fórmula: Ag S .

SULFUROS DE ARSENICO.—Existen cinco de ellos; pero tan solo dos fijarán nuestra atencion.

Sulfido hyparsenioso. (rejalgar, ó rubi-arsenical.)—Se encuentra en la naturaleza bajo la forma de cristales; se le prepara haciendo fundir azufre con un exceso de ácido arsenioso; se obtiene una masa trasparente de un color rubí hermoso. Una mezcla de dos partes de rejalgar, otra de nitro, y nueve de azufre componen el fuego indiano.

Sulfido arsenioso. (Oropimen.)— Se le prepara precipitando por medio el gas sulfhydrico una disolucion de ácido arsenioso, en el ácido clorhydrico. Es un bello polvo amarillo, insoluble en los ácidos; se descompone por el nitrato y agua régia. Si se le calienta en vasos cerrados, se funde y sublima; mas al aire libre arde con una llama de color azul amarillento. Se encuentra en la naturaleza en forma de masas compactas, compuestas de láminas amarillas, brillantes, y flecsibles. Es muy útil en pintura, lo mismo que el rejalgar, con cuyo cuerpo se halla mezclado muchas veces.

Es menester no confundir el oropimen nativo y el que se fabrica para las artes, fundiendo el azufre con el ácido arsenioso. Este último encierra una gran porcion de ácido arsenioso libre, y es muy deletéreo. Los dos sulfuros naturales son menos nocivos, en razon á ser insolubles.

SULFUROS DE ANTIMONIO. — Existen tres; pero tan solo examinaremos el *protosulfuro*, *sulfuro antimonico*, ó mejor dicho, *sulfido hypantimonioso*. (Antimonio crudo.) Se encuentra en gran cantidad en la naturaleza. Es de un color gris azulado, metálico, y muy quebradizo; es un poco menos fusible que el antimonio metálico; cristaliza de un modo muy confuso por enfriamiento; es volátil; mas el calórico parece le descomponga en parte; se trasforma en óxido sin formar sulfato. Calentado con el carbono hasta el calor blanco, forma sulfuro de carbono. Muchos metales, y la misma plata, le descomponen, separando el antimonio metálico. Los ácidos le atacan con mucha mas facilidad que el antimonio; mezclado con ácido clor-

hydrico deja desprender gas sulfhydrico puro. Contiene ordinariamente arsénico. Es el mineral que encierra mas antimonio. Fórmula : $Sb^2 S^3$.

Kermes, y azufre dorado de antimonio.—Usanse en medicina dos preparaciones sulfuradas de antimonio conocidas bajo el nombre de *kermes, y azufre dorado*. Se disputó mucho sobre la naturaleza de estos dos cuerpos. Berzelius les consideraba como sulfuros hidratados; Robiquet, Buchner, y Henri menor dicen ser oxisulfuros hidratados. Gay-Lussac cree que el kermes es un oxisulfuro, que retiene cierta porcion de alcali, de la cual no se le puede despojar sino por medio de lociones continuadas. Pero Rose parece ha demostrado posteriormente como estas preparaciones son sulfuros hidratados sin óxido alguno en combinacion, si bien las que se hallan en el comercio están casi todas mezcladas con óxido de antimonio, y alcali en proporciones varias; siendo asimismo cierto, difieren segun los varios métodos empleados para extraerlas.

Kermes por la via húmeda, y carbonatos.—Este método indicado por Clusel es el seguido por los farmacéuticos, pues que da un kermes del mas bello matiz. Se hierve en una caldera de fundicion por espacio de media hora una parte de sulfuro de antimonio en polvo, 22 de carbonato de sosa cristalizado, y 250 de agua; se filtra el líquido hirviendo, y se le recoge en grandes recipientes cálidos, cual se demuestra en la fig. 45; se les cubre y deja enfriar. Al cabo de 24 horas se depone el kermes; se le lava bien, y sin esponerle al contacto del aire, con agua privada de dicho gas

mediante la ebullicion, y se le seca á una temperatura de 25°. Se conserva en vasos cerrados.

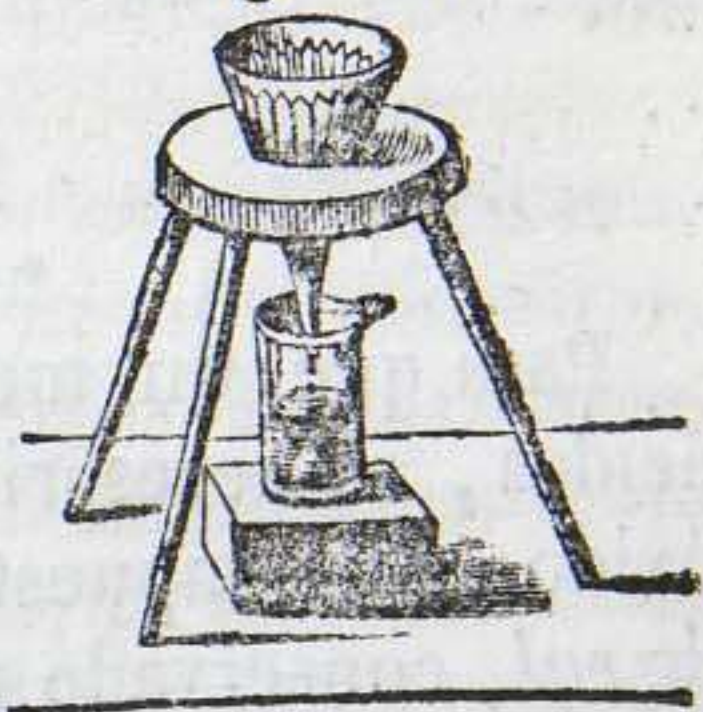
El kermes-preparado por medio de los carbonatos alcalinos, es ligero, de aspecto felposo, de un rojo púrpura, oscuro, brillante al sol, insípido, é inodoro; al contacto del aire pierde poco á poco el color, y toma

por último un matiz blanco amarillento. Calentado en una retorta, se ennegrece, produciendo agua ligeramente amoniaca, debida á la absorcion enérgica del azoe contenido en el aire.

Azufre dorado de antimonio.—Dan este nombre al precipitado que forman los ácidos en las aguas madres del kermes; dicho producto es un polysulfuro hidratado, de un bello rojo amarillento.

N. D. T. Otros químicos preparan el kermes mineral hirviendo por espacio de media hora tres partes de sulfuro de antimonio, en polvo muy fino, con cincuenta de carbonato de sosa, y ochocientas de agua. Se decanta el recipiente, y se depone al enfriar el líquido una sustancia en forma de copitos de un rojo oscuro, que se hace secar á la sombra. El kermes mineral se administra como sudorífico á dosis fraccionadas, es decir, de medio á un grano en las enfermedades cutáneas, reumatismos crónicos, gota, etc. Se usa tambien como emético, y como estimulante, cuya accion dirige, especialmente á los pulmones; motivo por el cual se administra en los catarros crónicos, asma húmeda, y otras dolencias en que se necesita favorecer la es-

Fig. 45.



pectoracion. El azufre dorado de antimonio disfruta idénticas virtudes.

§. X. De las sales.

Para que un metal pueda combinarse con los ácidos, es necesario se halle siempre al estado de óxido. El compuesto que resulta lleva el nombre de *sal*, conservado por los químicos durante mucho tiempo; mas como no son los óxidos tan solo los que pueden combinarse con los ácidos, pues el amoníaco, alcalis vegetales, (quinina, morfina, etc.) lo verifican igualmente: se ha modificado la definicion de las sales, conviniendo en dar semejante nombre al *producto que resulta de la union de un ácido con una base salificable*.

Atendiendo Berzelius á que cuando se ponen en contacto un hydrácido y un óxido metálico, se obtiene siempre un cuerpo binario de idénticas propiedades, y en la mayor parte de los casos tienen cabida las mismas reacciones que se operan en las sales: da á este último nombre una acepcion mas lata, y las divide en dos órdenes: 1º el de binarias; y 2º el de ternarias.

Dando el nombre de *cuerpos halogenos* á los metaloides, que al combinarse inmediatamente con un metal, producen compuestos binarios de propiedades análogas á las de las sales, designa estas últimas con el nombre de *sales halógenas*.

El cloro por ex. es un cuerpo halógeno, que al combinarse con el sodio forma sal marina, *sal halóide*, que será difícil no considerar como tal.

Llama *sales ámfides* las que resultan de la com-

binacion de dos cuerpos binarios , como un ácido con un óxido , un sulfuro , un seleniuro , etc. basicos con otros ácidos.

Previas estas definiciones , procedamos á examinar la accion de las sales haloides unas con otras , tomando por ex. el cloruro de sodio. Efectivamente ; disuelto en el agua , ó tan solo en contacto con una porcion de dicho fluido , y tratado por el ácido sulfúrico , se produce un desprendimiento de ácido clorhydrico , formándose sulfato de sosa. Por otra parte , si se disuelve cloruro de magnesio , añadiendo á dicha disolucion potasa ó sosa , se forma un precipitado de óxido de magnesio ; de aquí resulta que los cloruros ofrecen reacciones semejantes á las sales , tan solo cuando se hallan en contacto con una pequeña porcion de agua. Dichas propiedades han evitado las discusiones relativas á probar como estas especies de sales disueltas debian ó no considerarse cual combinaciones de óxidos é hydrácidos. Pero no ha habido contestacion alguna sobre si el agua descompone las sales haloides trasformándolas en óxidos de hydrácidos , desde que se probó como la sal marina , por ex. , suponiendo que el agua se descompone mediante la afinidad del metal para con el oxígeno y del cloro con respecto al hydrógeno para formar clorhydrato de sosa , no podrá ya deponerse como cloruro de sodio , por sola la causa de la tension del agua al evaporarse. Wilson ha dado aun una nueva prueba de la disolucion de las sales haloides como tales en el agua , examinando la influencia del ácido bromhydrico sobre el cloruro de oro.

Cuanto vamos á manifestar se aplicará mas espe-

cialmente á las sales amphydes oxigenadas, aun cuando se pueda en ciertos casos hacer aplicacion á todas las restantes.

NEUTRALIDAD DE LAS SALES. — Al tratar de la nomenclatura se dijo habia sales *neutras*, y *ácidas*, ó *básicas*.

Qué debe entenderse por sal neutra, ácida, y alcalina. — Por mucho tiempo se ha repetido que una sal era neutra cuando su disolucion no enrojecia ni tornaba verde el jarave de violetas; que las que le volvian rojo eran ácidas ó *sobre-sales*; y si le enverdecian, alcalinas ó básicas; mas este modo de determinar el estado de saturacion de una sal, rara vez es exacto, y resulta que en muchas ocasiones se consideraba como sal ácida ó básica, una verdaderamente neutra. Con efecto; la neutralidad es un caracter relativo, que depende de la afinidad del ácido para con el óxido; y se debe considerar como neutro el estado de saturacion, en el cual pierden entrambos de sus propiedades.

Pero si en vez de proceder de este modo para determinar si una sal es neutra, se las distingue, segun su composicion, que cual veremos, se halla sometida á leyes notables: es evidente tendremos un modo seguro de hallarla. Con efecto; supongamos un ácido enérgico, el sulfúrico por ex., y una base fuerte, la potasa; mezclando cual conviene estos dos cuerpos, llegará un punto en que la mezcla no tenga accion alguna sobre el jarave de violeta; en este caso, la combinacion será neutra, y la sal obtenida un sulfato de potasa neutro. Ahora bien; calentando este sulfato hasta el rojo oscuro con un exceso de ácido sulfúrico, obtendremos una

sal, que volverá verde el jarave de violeta; será el sulfato ácido, ó bisulfato de potasa. Si se analizan estas sales, se verá como en el sulfato neutro la cantidad de oxígeno de la base es á la del ácido como 1 á 3; y en el sulfato ácido como 1 á 6. Pero si se considera como neutra aquella en la cual las relaciones sean como 1 á 3, es claro que será menester llamar sulfatos neutros á todos cuantos ofrezcan idéntica composición. Del mismo modo podremos determinar la neutralidad de todos los géneros de sales.

Clasificación. — Se dice que las sales son de la *misma especie* cuando las forman iguales bases y ácidos en idénticas proporciones; las *variedades* se determinan según las diferencias en la forma cristalina; á los *géneros* les constituye la reunión de especies que tengan por principio común el ácido, ó el elemento electro-negativo; *las familias* resultan de la reunión de aquellos géneros que ofrezcan entre sí las mayores analogías; los cloruros, ioduros, bromuros, y fluoruros deberán formar una misma familia; los arseniatos, fosfatos, sulfatos, y seleniatos otra, etc., etc.

PROPIEDADES FÍSICAS DE LAS SALES. — Todas ellas son sólidas, excepto el sub-fluoborato de amoníaco y acetato de dicha sustancia, que afectan la forma líquida. Todas pueden cristalizar. Su gravedad específica es mayor que la del agua, y depende en general de la del óxido. Su color es muy variable, como asimismo su cohesión. El sabor es regularmente según la naturaleza del óxido ó base; así es que las sales de plomo son azucaradas, las de quinina amargas, etc. No tienen olor; sin

embargo algunas de las amoniacales con exceso de base exhalan un olor de amoníaco; tales son el carbonato neutro y sesqui-carbonato de dicha sustancia.

COMPOSICION. — Todas las sales de un mismo género, á igual grado de saturacion se hallan compuestas de tal modo que la cantidad de oxígeno del óxido es proporcional á la del ácido. Hay entre las dósís de estos y la del oxígeno de la base una relacion simple; de modo que el oxígeno del uno es un multiplo por un número entero del oxígeno del otro; por ex. Se sabe:

que el carbonato de plomo se forma de	}	ac. carbon. 100, que contienen
		72,32 de oxígeno.
	}	protóx. de plomo 506,06, que
		encierran 36,29 de oxígeno.

que el carbonato de sosa se forma de	}	ac. carbon. 100, que contienen
		72,32 de oxígeno.
	}	sosa 141,387, que encierran
		36,15 de oxígeno.

Fijándonos un momento sobre las cantidades de oxígeno de las bases y del ácido, se comprueba fácilmente la verdad de nuestra proposicion. Podemos ver aun, como en los carbonatos el oxígeno del ácido es al de la base como 2 á 1. Mas como los ácidos disfrutan la propiedad de combinarse con las bases; segun la ley enunciada en la pág. 21, resulta, que en los bi-carbonatos es el oxígeno del ácido al de la base como 4 á 1. Lo mismo puede decirse con respecto á las demas sales.

Resulta de lo dicho, que las diferentes dósís de bases salificables, que se combinan con un ácido

para formar un género de sales, deben estar en la misma relacion que las que se unen á otro ácido para constituir otro de aquellos. Si pues ponemos en contacto dos sales neutras capaces de descomponerse mutuamente, deben resultar otras dos nuevas á igual grado de saturacion. Esto se prueba por el ejemplo siguiente. Supongamos al sulfato de sosa

formado de :	1 de ácido.	501,1	1 de sodio.	290,9

y el azoato de baryta

compuesto de :	1 de ácido.	677,0	1 de baryo.	256,9

es claro que como se necesita para 501,1 de ácido sulfúrico una dosis de óxido que contenga 100 de oxígeno, y para 677,0 de ácido azoótico una cantidad de óxido tambien de 100 de oxígeno: es evidente, repetimos, que sea cual fuere la base combinada con uno de estos ácidos, la sal resultante será neutra, pues las dosis de ácidos y óxidos se hallan en las proporciones conducentes para constituir una sal neutra. Ahora es claro que 677,0 de ácido azoótico, pudiendo reemplazar á 501,1 de ácido sulfúrico, y vice-versa, estas cantidades representan el número proporcional de los dos ácidos; lo mismo que 256,9 de baryta y 290,9 de sosa son las dosis que indican los equivalentes de las dos bases, pues se reemplazan entre sí para constituir una sal á un mismo grado de saturacion.

Podemos aun deducir de la ley anterior las dos consecuencias siguientes : 1.^a Conocida la composicion de los óxidos , y la de una especie de sal, se puede determinar la de las restantes del género. Con efecto; sábese como el sulfato neutro de plomo se forma de 100 partes de ácido sulfúrico y 279 de protóxido de aquella sustancia , conteniendo en su vista 20 de oxígeno ; no se necesitará otra cosa sino reemplazar esta cantidad de óxido de plomo por una dosis de otro cualquiera que encierre 20 de oxígeno , para obtener la composicion del nuevo sulfato ; sea por ex. el by-óxido de cobre ; como son menester 99,13 para formar una sal neutra , se verá como el sulfato consta de 100 de ácido y 99,13 de óxido de cobre.

2.^a Puédese aun, auxiliados de esta ley , conocer la cantidad de oxígeno que contiene un óxido indescomponible. Supongamos al efecto la baryta, cuya composicion se desee investigar ; se comenzará combinándola con el sulfúrico, y veremos como 100 partes de dicho ácido necesitan 191,39 de baryta. Ahora bien ; sábese que para formar un sulfato neutro , 100 partes de sulfúrico exigen una cantidad de base que encierre 19,99 de oxígeno ; dedúcese por consecuencia que las 191,99 partes de baryta contienen 19,99 de oxígeno.

PROPIEDADES QUIMICAS DE LAS SALES.—*Accion del calórico.*—Sometidas á la accion del calórico, se volatilizan ciertas y determinadas de ellas , sin descomposicion ; otras son fijas ; solo si que estas se funden primero en su agua de cristalizacion, cuando la contienen , se desecan , y despues experimentan una nueva fusion llamada *igneá*. Por úl-

timo , otras se descomponen , perdiendo su ácido , y á veces los óxidos se sobreoxidán ; en otras ocasiones se desoxidán , lo cual sucede con las sales de las dos primeras secciones. Por último , el agua que contiene una sal suele estar tan solo al estado de interposicion ; en este caso el fuego , evaporando dicho líquido , quebranta las partículas salinas , produciendo un ruido particular llamado *decrepitation*.

Accion de una corriente voltaica sobre las sales.

—Todas ellas , si se hallan humectadas ó disueltas , son susceptibles de descomponerse por medio de una corriente voltaica ; en este caso el metal se dirige al polo negativo , y el oxígeno y el ácido al positivo.

Accion del agua. —El agua disuelve un gran número de sales , dependiendo tal efecto de la afinidad de aquella para con dicho fluido , y de la fuerza que mantiene unidas sus partículas. Por lo general , la solubilidad está en razon directa de la primera causa , é inversa de la segunda. Se observa como el agua saturada de una sal hierve á una temperatura tanto mas elevada cuanto mayor es su afinidad para con dicho líquido ; puede esta apreciarse muy bien , si se sumerge un termómetro en la disolucion hirviendo. Todas las sales á base de potasa , sosa , ó amoníaco son solubles , á menos que no contengan un exceso de *ácido insoluble*. Asimismo todas las sales con exceso de *ácido soluble* lo son igualmente. Por regla general , aquellas que tienen un exceso de base son insolubles , ó poco solubles , á menos que la base no lo sea.

Las sales se disuelven mejor á una temperatura

elevada , que á la ordinaria ; de donde se deduce que por el enfriamiento debe abandonar la disolucion una cantidad de sal ; mas como este abandono no se verifica sino progresivamente , sucede que las moléculas se reúnen por las caras que mejor les convienen , de donde resulta un agregado de partículas salinas llamado *crystal*. El agua que resta despues de haberse formado los cristales se llama *agua-madre*.

Cuando el agua no disuelve ya una sal , se dice estar saturado el líquido ; pero no por eso dejará de poder disolver otras , alguna de las cuales le comuniquen la propiedad de disolver la primera. La disolucion de una sal en el agua se verifica siempre con absorcion de calórico , tanto mayor quanto mas soluble es aquella.

Si se mezcla hielo con una sal soluble , se liquidarán entrambos cuerpos , en virtud de la cantidad de calórico que roben á los inmediatos. La produccion es tanto mayor , quanto mas pronto se verifica la mezcla , y con mas celeridad desaparecen dichos cuerpos. Por medio de estas mezclas , que se llaman *frigoríficas* se obtienen los frios artificiales mas intensos.

Mezclas frigoríficas.—Su empleo se conoce desde la mas remota antigüedad ; en un principio se usaba el nitro ; así es que por el año 1550 se refrescaba en Roma el vino por medio de dicha sal. Bacon dijo en 1620 que podia congelarse el agua con nieve y sal ; y por el año 1660 se aplicó el método de las mezclas frigoríficas para preparar helados y sorbetes ; en Paris le puso en práctica Procopo. Walker fue el primero que consiguió con-

gelar el agua en medio del verano , sirviéndose tan solo de las sales y ácidos dilatados; el 20 de abril de 1787 llegó á congelar el mercurio.

Las recetas mas sencillas de mezclas frigoríficas, son :

Clorhydrato de amoníaco 5 partes ; *nitro* otras tantas ; y 16 de agua. Esta mezcla determina un descenso de temperatura de 22°. Puede emplearse para helar las cremas , y refrescar el vino y agua.

Nieve, ó hielo concuasado 2 partes , *sal* 1. De este modo descende la temperatura á 15°. Es la mezcla frigorífica mas usada en los laboratorios y cafés para hacer helados. Sin embargo, sale mucho mejor, reemplazando la sal por *cloruro de potasio*.

Nieve 2 partes ; *ácido sulfúrico dilatado* 1. De este modo descende la temperatura considerablemente. Esta mezcla se emplea tambien en los laboratorios de química.

Sulfato de sosa cristalizado 4 partes ; *ácido sulfúrico á 41°* 3 p. Es la mejor mezcla para hacer helados en estío con la mayor economía.

Accion del aire sobre las sales.—Espuestas á la influencia del aire , atraen unas la humedad que este fluido contiene , y se vuelven líquidas ; se les da el nombre de *sales delicuescentes* ; otras al contrario, pierden parte de su agua y transparencia, y se cubren de un polvo mas ó menos abundante ; llámanse *eflorescentes*. Deberáse observar que bajo la influencia de un aire muy húmedo , todas las sales solubles son delicuescentes. En cuanto á las insolubles , rara vez se alteran.

Accion del oxígeno.—Las sales formadas por algunos ácidos y óxidos de un grado inferior de oxi-

dacion pueden absorber el oxígeno (los sulfitos, fosfitos), por trasformarse su ácido en ácido mas oxigenado; las sales de protóxido de hierro y estaño lo verifican por medio de su óxido. Es necesario para que esta absorcion se verifique bien, que esté la sal disuelta ó humectada.

Accion de los metales.—Examinemos lo que sucede cuando *un metal descompone una sal*. El potasio y sodio descomponen casi todas las sales á una temperatura elevada, y en seco; en ocasiones tan solo descomponen el ácido de aquellas; otras veces es el acido y el óxido, resolviendo en su consecuencia el metal.

Si la sal está disuelta, sucede que los metales de la primera serie descomponen el agua antes que la sal, se oxidan, y uniéndose al ácido de esta última precipitan la base; si el metal corresponde á una de las cuatro últimas secciones, entonces no hay ninguna influencia sobre las sales de las dos primeras, pero puede haberla sobre una disolucion de las de seccion igual á la del metal, sustituyendo el sitio del que encerraba la sal, si el descomponente tiene mas afinidad con el oxígeno y el ácido, que el de la disolucion. Así es que el hierro precipita al cobre, el zinc al plomo, el cobre al mercurio, etc.

Lo digno de notarse en esta descomposicion es que la dosis del metal precipitado, y la del que le sustituye son siempre constantes y proporcionales; es decir, que si se toma la cantidad de metal precipitado, y la del precipitante, se verá como aun cuando estas sean diversas, aquellas cantidades son equivalentes. De aquí resulta, que si la sal de la

disolucion es neutra, la nueva sal lo será tambien. Si queremos reducir á números las cantidades de dos metales, se verá, por ex. en el cobre y hierro, que 791,39 del primero son reemplazadas en la sal por 339,21 de segundo. Ahora bien; siendo estas dosis las mismas que absorven 100 partes de oxígeno, resulta que entrambas sales deben hallarse á igual grado de saturacion, si recordamos lo dicho al hablar acerca el modo como se componen aquellas. Resulta ademas que 791,39 y 339,21 representan la *proporcion ó equivalente químico* de estos metales.

Si la disolucion se pone en contacto con el metal precipitante, sucede que el precipitado se halla en mayor cantidad de la que deberia estar; pero consiste en que el metal al deponerse rodea por todos los puntos al primero de aquellos, ó le impide el contacto con la disolucion salina; de donde resulta un elemento de la pila, que continua la descomposicion; esto sucede en las cristalizaciones llamadas *árbol de Diana y de Saturno*.

Arbol de Saturno. — La cristalización metálica mas notable es la producida por una lámina de zinc en el acetato de plomo disuelto; para obtenerla se toma agua que contenga 30 veces su peso de esta sal; se llena casi del todo una botellita de ancho cuello ó abertura, capaz de contener unos 3 litros poco mas ó menos; se sumerge en la parte superior de esta disolucion, por ex. á tres cuartas partes de su altura, una lámina de zinc pendiente del taponcito de la indicada botella por medio de un hilo de laton, teniendo cuidado de hacer bajar algunos de estos mucho mas abajo de la lámina;

poco á poco el zinc , é hilos se cubren de pajitas de plomo muy brillantes y tan numerosas , que llenan casi del todo el vaso. El experimento no se termina sino al cabo de algunos dias.

Arbol de Diana. — Otra cristalización metálica hay , acerca la cual se han ocupado bastante en otro tiempo ; se produce por medio del mercurio y nitrato de plata. Al efecto , se ponen 15 á 20 gramas del primero en una copita , y se vierten sobre él de 50 á 60 de una disolucion de nitrato de plata , que contenga de 7 á 8 gramas de sal ; se tapa el vaso y se le abandona á sí mismo. La plata se precipita al cabo de algunos dias bajo la forma de pequeños cristales brillantes , que se combinan con una pequeña dosis de mercurio , arreglándose de modo que forma un gran número de ramos , cuya altura es á veces de muchos milímetros. Esta cristalización se conocia en otro tiempo bajo el nombre de *arbol de Diana* , por su semejanza con una especie de vegetacion , y por que entonces el mercurio se llamaba *Diana*. En dicha época daban tambien al plomo el nombre de *Saturno* ; por cuya causa se llamó arbol de saturno la anterior cristalización.

Entre los metales , hay unos que son precipitados bajo la forma de un polvo negro , como el antimonio , arsénico , y paladio ; otros lo verifican conservando su brillo metálico , particularmente el plomo , cobre , mercurio , y plata ; el primero precipita en forma de láminas ; el último bajo la de penachitos muy brillantes y de poco peso , compuestos de una multitud de pequeños cristales.

Accion de los óxidos. — Examinemos lo que sucede cuando una base descompone cualquiera sal. Los óxidos de la primera seccion, la magnesia y amoniaco, descomponen todas las sales, amparándose de su ácido, bien en todo, ó en parte. En el primer caso, el óxido se precipita; en el segundo se forma una *sal doble*, que se va al fondo del vaso, ó queda en disolucion. Si la dosis del óxido añadido no es muy considerable, puede á las veces formarse un precipitado, que es una *sub-sal*, ó sal con exceso de base.

Accion de los ácidos. — Cuando se vierte un ácido sobre una solucion salina, parece á primera vista no suceda cosa alguna en la mayor parte de las ocasiones; sin embargo, si el ácido añadido tiene mas afinidad con el óxido que el propio ácido de la sal, entonces este es desalojado, y como por lo regular los ácidos son solubles, sucede que restan en la disolucion, contrabalanceando á veces por su presencia el efecto del ácido añadido. Si el que queda al descubierto es volátil ó insoluble, se volatilizará ó precipitará. Frecuentemente acontece que la nueva sal formada es insoluble, en cuyo caso se precipita.

Algunos ácidos que serian eliminados por otros á una baja temperatura, en razon á su poca energia, son capaces de desalojar los mas fuertes al calor rojo; esto pasa con los ácidos bórico, fosfórico, etc., que son fijos, ó sufren una alta temperatura sin volatilizarse.

Los óxidos que parece tengan mayor afinidad con los ácidos son los de la primera série, magnesio, y amoniaco; pero su afinidad depende en

general del ácido, como la del ácido con respecto á las bases depende de la naturaleza de la misma.

Entre los ácidos mas enérgicos se cuentan: el sulfúrico, fosfórico, azoótico, clorhydrico, clórico, etc.; y á una alta temperatura el bórico, fosfórico, silícico, etc.

El orden que guardan para combinarse los ácidos y bases parece sea el siguiente:

Acido sulfúrico.	}	baryta, estronciana;
		potasa, y sosa;
		cal;
		amoníaco, y magnesia.

Acidos azoótico, azooso	}	potasa y sosa;
fosforoso, hypó-fosfórico		baryta y estronciana;
clórico, hyperclórico		cal;
clorhydrico, bromhydrico		amoníaco y magnesia.
iodhydrico, sulfúrico		

La mayor parte de los otros ácidos.	}	baryta, estronciana, y cal;
		potasa, y sosa;
		amoníaco, y magnesia.

Debe observarse como el amoníaco y magnesio tienen una energía casi igual; el primero descompone en parte las sales del segundo; y este á su vez descompone tambien en parte las de amoníaco.

Accion de las sales unas sobre otras. — De la accion que ejercen las sales unas sobre otras resultan fenómenos, cuyas leyes principales podemos referir á cuatro, á saber: 1.^a Si se calientan

juntas dos sales, se verifica siempre la descomposicion, dando origen en virtud del cambio de sus ácidos y bases á una sal volátil y otra fija.

2.^a Si se juntan dos sales disueltas, y que de su reaccion puedan formarse una soluble y otra insoluble, se verificará la descomposicion, á menos que la sal insoluble y la soluble puedan, combinándose, formar una sal doble, lo cual es muy raro. Esta especie de reaccion se llama en química *doble descomposicion*.

3.^a Si se pone en contacto una sal insoluble con otra soluble, y que entrambas contengan elementos capaces de formar dos de ellos insolubles, su descomposicion será forzada.

4.^a Por último, si se hace hervir por algun tiempo una sal insoluble con el carbonato de sosa ó potasa en disolucion, se descompondrá aquella, si semejante sal no es un silicato.

Pueden todavía ponerse en contacto unas sales con otras, sin que aparezca fenómeno alguno; en cuyo caso quizá se suponga no sucede nada; pero si se evapora el líquido, se ve como de las cuatro sales que podian resultar de la combinacion de dos bases y dos ácidos, la menos soluble es la que se forma siempre, etc.

Las sales pueden ademas unirse unas con otras y formar combinaciones mas complexas llamadas *sales dobles*.

Por espacio de mucho tiempo no se conocian sino algunas sales dobles, porque se las obtenia mediante la influencia del agua; pero últimamente ha probado Berthier como por la via seca se pueden haber un considerable número de ellas.

Entre las sales dobles mas generalmente empleadas podemos citar el alumbre, que es un sulfato doble de alumina y potasa, ó amoníaco; el sulfato de sosa y de cal; el de sosa y magnesia; el fosfato de sosa y amoníaco; el tartrato de potasa y de sosa.

ESTADO NATURAL.—Muchas sales se encuentran en la naturaleza; pero la mayor parte de ellas son producto del arte.

PREPARACION.—Síguense varios métodos para preparar las sales; pueden reducirse á cinco de ellos, á saber:

1° Combinando directamente un ácido con un óxido.

2° Tratando los carbonatos por los ácidos.

3° Tratando un metal por un ácido ora á la temperatura ordinaria, ora á la elevada.

4° Empleando las dobles descomposiciones.

5° Finalmente, para obtener sales con exceso de base, se vierte un poco de potasa, sosa, ó amoníaco desleidos en una disolucion salina en exceso.

Usos y aplicaciones.—Un gran número de sales se emplean en medicina, industria y artes; vamos á tratar ahora de los géneros que encierran especies mas interesantes y usuales.

§. XI. De las sales mas generalmente empleadas.

CLORUROS. (*hydrocloratos, muriatos.*) Sometidos los cloruros á la accion del fuego producen diferentes fenómenos; con efecto, los de oro, platina, y rodio se descomponen completamente; otros

como el bi-cloruro de cobre pasan á un estado menor de *bicloruracion*; por último, algunos se funden, cual los cloruros alcalinos; muchos son volátiles.

El agua disuelve la mayor parte de los cloruros; pero varios de ellos, como por ex. los de algunos metales acidificables la descomponen, dando lugar á ácido clorhydrico, y á un ácido metálico. El cloruro de plata, el protocloruro de mercurio, etc. son del todo insolubles.

El ácido sulfúrico les resuelve, desprendiéndose ácido clorhydrico, y formando un sulfato; el ácido azotico les descompone en parte, y forma agua régia.

Caracteres genéricos.—Todas las veces que una sal, en contacto con el ácido sulfúrico, hace efervescencia, produciendo ademas vapores acres y blancos; cuando mezclada con el bi-óxido de manganeso y ácido sulfúrico produce desprendimiento de cloro; siempre y cuando disuelta, si de ello es susceptible, ó tratada por el azoato de plata forma un depósito cuajado, soluble en el amoníaco é insoluble en el ácido azotico: se dirá que dicha sal es *un cloruro*.

Los cloruros están siempre compuestos de tal modo, que corresponden á los óxidos de un mismo metal; de donde resulta, que 2 átomos de cloro equivalen á uno de oxígeno; un cloruro que corresponde á un protóxido, formado de un átomo de oxígeno, debe contener dos de cloro. = R. Cl².

Solo nos ocuparemos de los cloruros mas usuales.

CLORURO DE SODIO.—(*Sal marina, sal de cocina, hydroclorato de sosa, etc.*)—El empleo de la sal data desde tiempos tan remotos, que puede afirmarse se conoce desde la creacion del mundo. Con efecto; el **ESCELSO AUTOR DE LA NATURALEZA**, al crear al hombre, le dió la sal y los frutos de la tierra. No hay otro producto en el reino inorgánico mas universalmente esparcido y mas útil para los animales; les es tan indispensable como el aire que respiran. Se cree por lo general que la sal marina solo se emplea como condimento, y que pudiéramos pasar sin ella; pero esto es un error; la sal es uno de los *agentes indispensables* de la nutricion. Sometida á la accion de los aparatos orgánicos que funcionan á la manera de pilas, se descomponen dentro de ellos en ácido clorhydrico, que se produce en el estómago, y cuya presencia es *absolutamente necesaria* para disolver los alimentos sólidos, y en sosa, que combinada con el ácido carbónico desempeña un papel interesante en los fenómenos de la vida. Repitámoslo con el fin de popularizar bien esta verdad: *el hombre y demas animales no podrian subsistir largo tiempo, si se les privára completamente de la sal.*

Estado.—La sal se encuentra en la naturaleza bajo dos estados; ora se halla en el seno de la tierra en forma de capas mas ó menos considerables, ora disuelta en muchas aguas, particularmente en las del mar. Existen minas de sal gema en casi todos los paises; pero las mas célebres de Europa son las de Wieliczka y Bochnia cerca de Cracovia; llegan hasta Moldavia. Se descubrieron á mediados del siglo **XIII**, reinando Boleslao V

de Polonia ; y desde dicha época estas minas son una fuente inagotable de riqueza. Tienen una longitud mayor de 100 myriametros , y su latitud de cerca 40. Se esplotan actualmente á una profundidad de mas de 400 metros , y cerca de unos 65 bajo el nivel del mar. La cantidad de sal estraída desde el descubrimiento de estas minas asciende á mas de 600.000,000 quintales. Solo se conoce en Francia una mina de sal gemma , la de Vic en el département de Meurthe descubierta en 1819.

Cuando la sal no se halla al estado sólido, es menester estraerla por evaporacion de las aguas del mar , ó de varios manantiales , ó fuentes saladas, que existen en casi todos los paises del mundo , y que contienen grandes cantidades de dicho producto. En el mediodía de Europa se conduce cierta cantidad de agua marina á unos parages llamados *saladares*, ó *salinas*, y el agua se evapora por el calor del sol. En el norte se evapora al fuego el agua de las fuentes saladas ; pero antes se la obtiene á un cierto grado de concentracion, elevándola á grandes alturas, desde donde se la hace bajar muy dividida por medio de hacecitos de leña menuda. De este modo se esparce sobre una mayor superficie , y evapora muy pronto. Se concluye la operacion en vasijas de hierro. La sal cuesta muy barata en los saladares.

La *sal gris* contiene , {ademas de las materias terrosas que le dan color , cloruros de calcio y magnesio , que la hacen delicuescente, como asimismo sulfatos de cal y de magnesia. Se la purifica calcinándola. Se descompone asimismo el cloruro de magnesia , que se encuentra mezclado; se

le disuelve seguidamente en el agua , filtra, y evapora , y se tiene la sal blanca.

La sal marina es casi tan soluble en el agua fria como en la caliente , de modo que no cristaliza por enfriamiento , sino mediante una evaporacion prolongada. A 0° disuelve el agua un poco mas que á $+14^{\circ}$; á -10° se forman en una disolucion saturada cristales hexagonales que contienen 51,59 de agua por 100.

La sal marina sin agua cristaliza en cubos; pero evaporada en vasos de plomo , lo verifica en agujas prismáticas. Si se arroja al fuego la sal cristalizada en forma de cubos, decrepita en razon al agua interpuesta entre sus moléculas.

Esta sal es blanca , de un sabor que gusta á muchos animales , y es característico; es inalterable al aire , á menos que no contenga otros cuerpos que la vuelvan delicuescente ; solo encierra agua , por cuya causa decrepita calentada que es hasta el calor rojo ; entra en fusion , y se volatiliza , si la temperatura es muy elevada.

Usos y aplicaciones.—Todos conocen los usos de la sal. En química sirve para preparar el cloro, etc. ; en las artes para obtener la sosa artificial, ácido clorhydrico , hypoclóritos , etc.

La explotacion de la sal es muy productiva para el tesoro público. El principal argumento de que se valen los defensores de este derecho es que la percepcion es muy fácil, y evita de este modo reclamaciones. Mas el legislador no deberia nunca perder de vista como este impuesto carga mas bien sobre el pobre que sobre el rico ; que afecta un obgeto de absoluta necesidad , y que su elevado

precio perjudica muy mucho á la agricultura, cria del ganado en general, y particularmente del caballo. Si se comparasen las razas de estos animales en las naciones donde la sal es libre con las de aquellas en quienes está monopolizada, se observaria muy luego como tal impuesto es ruinoso, pues es necesaria la introduccion de caballos, cuyo excesivo precio iguala ó quiza esceda al que da el fatal monopolio de la sal.

N. D. T. Sin entrar en la cuestion de si la sal es ó no un *agente indispensable para la nutricion*, cual afirma el Dr. Bouchardat, quien al propio tiempo emite con carácter de axioma la idea de que ni el hombre ni los demas animales podrian subsistir largo tiempo privados completamente de dicha sustancia: nos limitaremos á dar algunas noticias sobre dicho producto en los dominios españoles, emitiendo opinion con respecto á un artículo, que aun cuando de primera necesidad por su general uso, no debiera sin embargo afectar de un modo tan injusto los intereses de los españoles, principalmente de aquellas clases que por sus escasas facultades, ó grandes servicios que prestan al estado, son acreedoras á toda clase de consideraciones por parte de un gobierno justo. Desgraciadamente en España tenemos que deplorar la indiferencia con que se mira á la clase mas digna de mejor suerte, el labrador y ganadero, sin cuyos sudores no pudieran sostenerse los necios que quizá le desprecian. Sabidas son las varias trabas que se oponen á los muchos adelantos de que es susceptible un suelo tan privilegiado, en

manos de un gobierno que de la prosperidad de España se ocupara; sobrado notorio es el estado de abatimiento en que se halla el labrador, artesano, y todo aquel que suda para mantener en una opulencia insultante á tantos empleados inútiles y aun perjudiciales, y á ese ejército de ministros cesantes, que tan crecidas sumas absorven, con gran perjuicio de los intereses nacionales. Pues bien; á estas clases tan dignas de mejorar su posición, se las recarga todavía con impuestos tan onerosos como el de la sal, cuyo producto debiera ser libre en nuestra España; pero lejos de eso, voy á demostrar á nuestros lectores cuan distante se halla nuestro gobierno de aliviar en lo mas mínimo la suerte de sus conciudadanos. Para probar este mi aserto referiré algunos datos de los que pude adquirir en un sitio de los dominios españoles, donde la sal abunda muchísimo; en la isla de Iviza, punto á donde tuve el honor de que el vandálico gobierno de Espartero me desterrara, á consecuencia de los sucesos políticos de esta capital de noviembre de 1842. Con respeto á mi insignificante persona, tuvo la impudencia el bárbaro é imbécil fiscal D. Manuel Bahamonde (cuyo hijo fue discípulo mio, y no de los que menos necesitaron la misericordia del maestro) de estampar en su necia acusacion *que por el hecho de haber estado yo en la plaza del mercado, como nacional de artillería, unido á mi compañía, era de presumir que mi intencion no estuviere esenta de complicidad en tan criminal proyecto.* (1) Mis lectores dispensarán una digresion

1 Estúpido, y mal intencionado fiscal, men-

en justo desahogo á la injusticia con que fui tratado por esos hombres fatídicos, á quienes mi generosidad perdona sin embargo; á esos reos de lesa patria, que tantos males produgeron á España con su terrórico dominio, y vandálica dominacion. Proseguiré pues manifestando, como en la isla de Iviza es tan abundante la sal, que da al gobierno unos doce millones de reales al año. Los habitan-

gua de la magistratura: ¿qué leyes son las que dicen deba condenarse á nadie por presumir que su intencion esté ó no esenta de complicidad? Y aun cuando las hubiera: ¿quién es el mortal que haya penetrado la intencion del hombre? Solo al Jaguar Bahamonde, á ese fiscal inmundo, villano, y despreciable, estaba reservado *usurpar al ESCELSO AUTOR DE LA NATURALEZA atributos que solo á EL y no á otro corresponden*. Ni aun las *PREROGATIVAS DIVINAS* dejó por invadir la horda vandálica y esterminadora. Si siguiésemos el egemplo de tan menguado protéo, pudiéramos tambien decir, no aventurando nada con tal hypótesis: es de suponer que la intencion del fiscal Bahamonde no esté exenta de complicidad en todos los atentados y crímenes cometidos en España; por lo cual merece *pena ordinaria en garrote vil, siendo luego arrojado su cadáver á los muladares para que sirva de pasto á otros animales menos feroces é inmundos quizá*. La inquisicion antigua era un tribunal muy suave, al lado de la inquisicion moderna, que componian ó formaban los satélites de la templanza, que felizmente yacen para descanso de una patria destrozada por sus inicuas garras.

tes de aquel punto toman gratis la cantidad que necesitan , pero el resto de los españoles la compra á 60 reales fanega en los alfolies , al paso que á los extranjeros se les da á razon de dos reales ; de manera que nosotros la pagamos treinta veces mas cara. Y aun parece que á los capitanes de barco se les rebaja el 6 por ciento por via de gratificacion. Todas las observaciones que sobre este punto pudieran hacerse las conceptúo menos enérgicas que el simple relato de estos hechos. La sal debiera ser franca , para alivio del pobre , del agricultor y ganadero , quienes hacen tanto consumo de semejante producto.

Agua del mar.—Es un líquido trasparente, de un ligero olor , sabor salado , amargo , y nauseabundo , de una densidad de 1,028. Ha sido analizada por un gran número de químicos: 500 partes de agua del mar contienen , segun Marcet: 13,30 de sal marina ; 2,33 de sulfato de sosa, 0,616 de hydroclorato de cal ; y 2,577 de hydroclorato de magnesia. Gay-Lussac ha probado como en el Occéano atlántico varía la proporcion de sal marina entre 3,48/100 , y 3,77/100. Balard ha descubierto últimamente en el agua del mar bromuro de magnesio. En fin , se encuentran tambien vestigios de hydriodatos, y principios orgánicos , cuya presencia parece se deba á la descomposicion de las plantas y animales que habitan dichos puntos.

Administrada al interior el agua del mar disfruta una influencia irritante muy enérgica ; á dosis de uno á cuatro vasos obra como purgante, produ-

ciendo á veces vómitos ; administrada en mas corta cantidad se dice haber producido buenos resultados en la curacion de ciertas enfermedades cutáneas , escrofulosas , etc.

Se prescriben con frecuencia los baños de mar, que egercen una accion tónica muy pronunciada ; producen muy felices resultados en las afecciones escrofulosas , ingurgitaciones articulares, raquitismo , clorosis , y ciertas enfermedades nerviosas. Se les ha empleado ventajosamente como medio de precaver las deformidades de estatura, y para consolidar las curaciones obtenidas por medios mecánicos. Por último , los baños de mar son útiles para combatir la constitucion linfática de los niños, y los diversos accidentes que dependen de una astenia local ó general.

El capitan Freycinet en sus viages al rededor del mundo pudo procurarse agua potable , destilando la del mar , y abandonando al agua destilada por espacio de quince dias al contacto del aire atmosférico ; poco á poco fue perdiendo dicho líquido su sabor desagradable , y se volvió como de rio. En estos últimos tiempos se han construido aparatos destilatorios , que marchan por sí solos, utilizando el calor perdido en la cocina de los buques.

CLORURO DE BARYO. — Esta sal es acre , muy picante , venenosa , inalterable al aire , mas soluble en el agua caliente que en la fria ; cristaliza por enfriamiento en prismas de cuatro caras muy anchas y de poco diámetro. Espuesta al fuego decrepita y se funde. En contacto con agua que contenga la mas mínima dosis de un sulfato , pro-

duce un precipitado blanco de sulfato de baryta.
 Fórmula · $Ba Cl_2$

Se le prepara haciendo una mezcla de sulfato de baryta y de cloruro de calcio, calcinándole y tratándole en seguida por el agua caliente, que disuelve el cloruro de baryo formado; este cristaliza despues de la evaporacion. Es menester evitar el demasiado contacto del agua con la mezcla calcinada; pues de otro modo se volveria á formar sulfato de baryta.

Usos. — En medicina sirve para combatir las escrófulas y tumores blancos, y en química como reactivo.

CLORURO DE CALCIO. — Es acre, algo picante, amargo, muy delicuescente, lo cual le hace el mas á propósito para desecar el gas. Calentado en un crisol, se funde y convierte en un cuerpo sólido, que luego de frotado aparece luminoso en la oscuridad; se le llama *fósforo de Homberg*.

Se obtiene tratando el carbonato de cal por el ácido clorhydrico, y evaporando el líquido que resulta. En seguida se le calcina para obtenerle seco y apropósito para absorber la humedad.

Usos y aplicaciones. — Al estado seco se emplea para desecar el gas; al de disolucion es muy útil para detener los progresos de un incendio.

CLORUROS DE ESTAÑO. — El *bi-cloruro de estaño* ($Sn Cl_4$) anhydro es líquido, trasparente, muy limpio, volátil, de un olor fuerte é insoportable, y sabor muy cáustico. Espuesto al aire se evapora y esparce un humo espeso; en contacto con un poco de aire, cristaliza, produciendo un pequeño ruido, y cierta dosis de calórico, en razon á ser muy

ávido de agua. En mayor cantidad de este líquido, se disuelve enteramente.

Se le obtiene haciendo pasar una corriente de cloro por una disolución de proto-cloruro de estaño, y concentrando el líquido. Directamente se le puede haber tratando al estaño por el agua régia.

El proto-cloruro de estaño (Sn Cl^2) se presenta bajo la forma de agujas blancas, de un sabor estíptico, mas soluble á una temperatura elevada que á la ordinaria; cristaliza en octaedros bastante voluminosos, si la disolución se halla poco concentrada; roba el oxígeno á una porción de cuerpos, y pasa al estado de óxido-cloruro insoluble.

Se prepara al estado de hydrato tratando el estaño puro en granalla por el ácido clorhídrico líquido.

Usos, aplicaciones.—Esta sal se emplea en las fábricas de telas pintadas para quitar ciertos colores. Sirve para preparar el púrpura de Cassius. En cuanto á la tintura de color escarlata, se prefiere como mordente el bi-cloruro de estaño.

PROTOCLORURO DE ANTIMONIO. (*Manteca de antimonio.*) — Es blanco semi-transparente, muy cáustico, y de aspecto untuoso. Es fusible bajo el punto del calor del agua hirviendo, y cristaliza en tetraedros por enfriamiento; espuesto á un calor mas bajo que el rojo, se volatiliza. Al aire libre se liquida, absorbiendo la humedad que contiene dicho fluido. En contacto con el agua en gran cantidad, resulta un precipitado blanco de protóxido de antimonio, y un líquido que contie-

ne ácido clorhídrico y proto-cloruro no descompuesto.

Se le obtiene directamente combinando el cloro con el antimonio. Pero el método mas generalmente usado hoy dia consiste en tratar el sulfuro de antimonio por el ácido clorhídrico; se forma ácido sulfhídrico, y cloruro de antimonio que queda disuelto; se concentra el líquido, y se le destila para obtener el protocloruro.

Usos, aplicaciones.— Se le emplea para bronquear los metales, para obtener el *óxido-cloruro de antimonio* (polvo de Algaroth); y se hace vertiéndole en ocho veces su peso de agua. En medicina aprovecha como corrosivo para cauterizar.

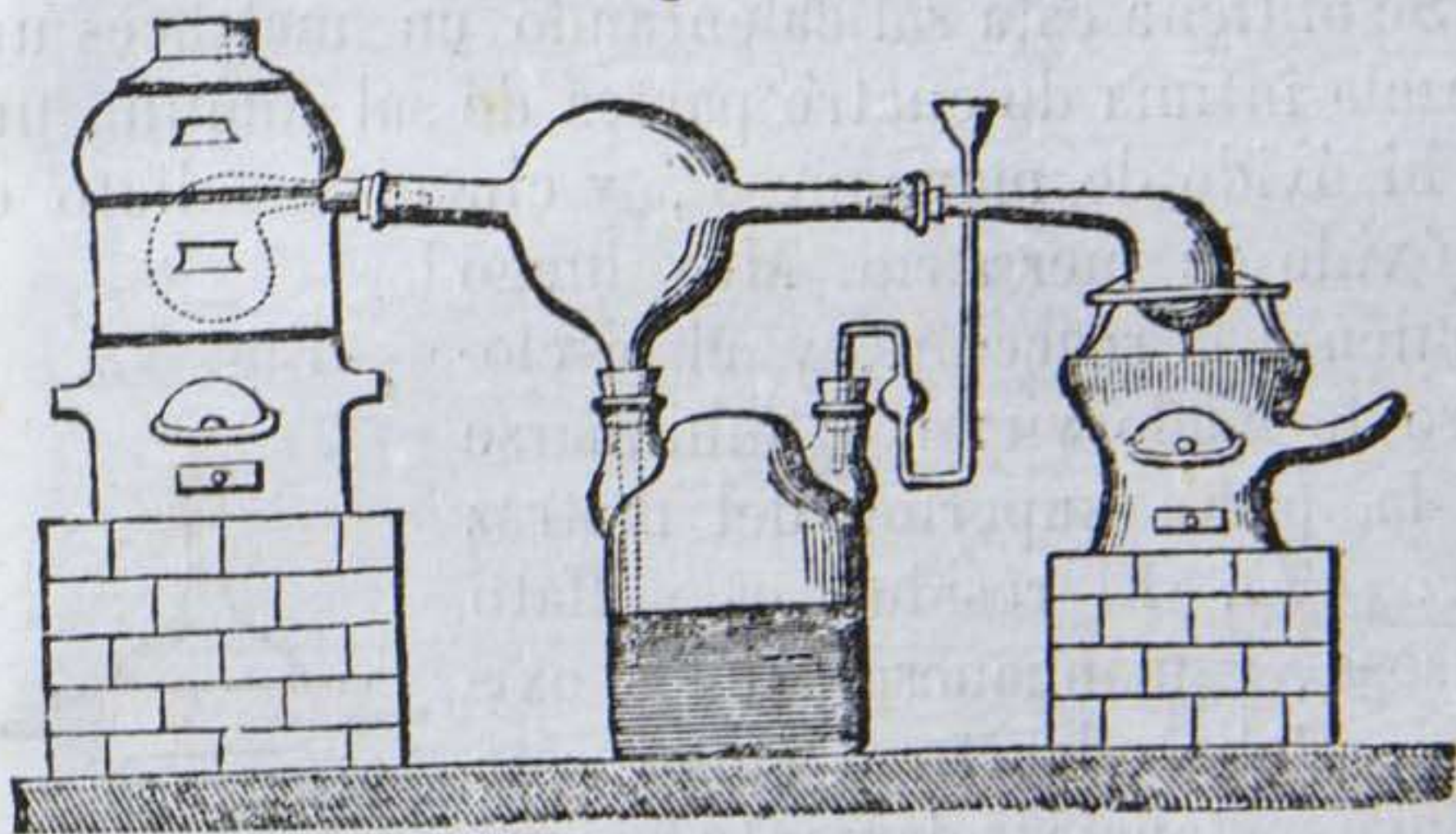
CLORUROS DE MERCURIO. — *Protocloruro*, (Hg Cl), *mercurio dulce*, *calomelanos*, *panácea mercurial*.—Esta sal es blanca, insípida, volátil sin descomponerse, inalterable al aire, insoluble en el agua, cristalizable por vía de sublimación en prismas cuadriláteros. La luz la ennegrece; no se disuelve en el ácido clorhídrico, pero sí en el cloro, en cuyo caso pasa al estado de bi-cloruro. Puesto en contacto con una disolución alcalina, se ennegrece y trasforma en óxido de mercurio.

Se prepara el protocloruro de mercurio por vía de doble descomposición, vertiendo una sobre otra la disolución de azoato y protóxido de mercurio, y la de cloruro de sodio; despues se lava el precipitado. Este protocloruro se llamaba en otro tiempo *precipitado blanco*. Se le prepara aun sublimando una mezcla de sulfato de protóxido de mercurio y sal marina, ó bien triturando partes

iguales de azogue y bi-cloruro de esta misma sustancia, y sublimando la mezcla.

He aquí el método que se emplea para obtener el protocloruro de mercurio al estado de gran división. Se coloca la mezcla íntima de bi-cloruro de mercurio y azogue en una retorta de tierra puesta sobre un horno de reverbero, y se la calienta; el vapor del protocloruro llega al recipiente, que cual se ve en la figura, se halla sobre el frasco bitubulado; al propio tiempo llega el vapor de agua que se produce en otra retorta de cristal. La disposición del aparato (fig. 46) demuestra el modo como se

Fig. 46.



opera para obtener *el mercurio dulce al vapor*, que debe lavarse con la mayor precaución para despojarle del sublimado corrosivo que pudiera contener.

Usos.—Se utiliza como purgante y vermífugo; obra con mucha menos energía que el sublimado.

Bi-cloruro, sublimado corrosivo. (HgC^2).—Es blanco, inalterable al aire, de un sabor estíptico

muy desagradable; es venenoso, aun á la dosis de algunos centígramos. Se evapora sin alteracion, y cristaliza entonces en pequeñas agujas prismáticas. Estos vapores ofrecen el caracter de volver blanca una lámina de cobre. El agua disuelve $1/20$ á la temperatura ordinaria, y $1/3$ á la del agua hirviendo.

El alcohol y eter le disuelven tambien. La albumina y gluten se combinan instantáneamente con el bi-cloruro de mercurio; así es que se les ha aconsejado en los casos de envenenamiento por esta sal, que con el gluten y albumina forma una combinacion infinitamente menos venenosa que el bi-cloruro.

Se obtiene esta sal calentando en matraces una mezcla íntima de cuatro partes de sal comun, una de bi-óxido de manganeso, y cinco de sulfato de bi-óxido de mercurio. Muy luego comienza la reaccion, y el bi-cloruro formado viene á sublimarse en la parte superior del matraz (fig. 47). El residuo es sulfato de sosa, y manganeso menos oxidado. Debe advertirse como esta última sustancia solamente se emplea para trasformar las porciones de protóxido de mercurio en bi-óxido de dicha sustancia.

Usos, aplicaciones. — El sublimado es uno de los medicamentos precisos para combatir muchas dolencias. Aprovecha tambien para conservar las sustancias animales, formando con ellas combinaciones insolubles.

Fig. 47.



PROTOCLORURO DE ORO.—Esta sal es ligeramente amarilla; el calórico la descompone en oro y cloro; es insoluble en el agua fría, si está caliente se trasforma en oro y tri-cloruro; su fórmula es (Au Cl). Se la prepara disolviendo el oro en hojas en el agua regia un poco dilatada en agua, y evaporando el producto hasta la temperatura de 200°, poco más ó menos.

TRI-CLORURO DE ORO.—Se presenta bajo la forma de una masa cristalina, de color rojo intenso. Espuesto al fuego, comienza por fundirse, y después se descompone completamente; es delicuescente, y muy soluble en el agua. Se le obtiene del mismo modo que el anterior, con la diferencia que es menester á veces suspender la evaporación, cuando el cloruro ha tomado un color rojo-rubí. Se le deja enfriar, y el cloro cristaliza.

Combinado con el ácido clorhídrico forma el clorhidrato de tri-cloruro; que es una sal de color amarillo pálido, en forma de agujas cristalinas, de un sabor muy estíptico y desagradable. Si se la seca en el vacío, toma un color verde. Espuesta al fuego abandona en un principio su ácido clorhídrico, y después se descompone en cloro y oro. El agua le disuelve perfectamente; y tal disolución produce, aplicada sobre la piel, manchas de color púrpura, que no se van sino con la epidermis. Atribúyese este color á la reducción del oro. Todos los cuerpos ávidos de hidrógeno la descomponen, y precipitan el oro. El sulfato de protóxido de hierro forma un precipitado de oro muy fino. Si sobre esta disolución se vierte una mezcla de protocloruro y bicloruro de estaño, se forma un precipitado de color

de púrpura, conocido con el nombre de *púrpura de Cassius*. No se sabe aun á punto fijo lo que sucede en esta reaccion; sin embargo, segun Berzelius, se puede considerar dicho precipitado como un doble estanato hidratado de protóxido de oro, y protóxido de estaño.

Del mismo modo le miran otros químicos. Los Sres. Proust y Buisson creen que el oro se halla al estado metálico.

Si se vierte amoníaco, se produce un precipitado amarillento, que despues de lavado suavemente constituye el *oro fulminante*.

El clorhydrato de tri-cloruro de oro, empleado tambien como reactivo, se obtiene disolviendo el oro en el agua régia, y concentrando el líquido cual conviene.

PROTOCLORURO DE PLATINA.— Se presenta bajo la forma de un polvo gris-verdoso, insoluble en el agua, y susceptible de descomponerse al calor rojo; se prepara como el protocloruro de oro.

BI-CLORURO DE PLATINA.— Es de un color rojo anaranjado; cristaliza en prismas; es delicuescente, soluble en el agua y alcohol. Su disolucion acuosa concentrada es rojo-oscura; si está dilatada, tan solo presenta un matiz amarillo.

Cuando en ella se vierte amoníaco, se obtiene un depósito *de clorhydrato de platina, y de amoníaco*, que deja por residuo la platina bajo la forma esponjosa. Se la obtiene disolviendo aquella en agua régia.

CLORURO DE COBALTO.—(Co Cl²). Ofrece el aspecto de escamitas de un color gris de lino, cuando está anhydro. Calentándole sin dejar penetre el

aire, se puede volatilizar. Posee un sabor estíptico. Es soluble en el agua; si su disolución está concentrada, ofrece un bello azul; dilatada es ya de color rosa. Si se evapora cual conviene la referida disolución, tendremos cristales de un rojo-rubí de cloruro hidratado. El alcohol le disuelve.

Cuando la disolución ofrece el color de rosa, sucede, que si con ella se hacen letras ú otros caracteres sobre el papel, desaparecen al secarle; pero si se le calienta, vuelven al momento á presentarse, ofreciendo un matiz azul, y con pérdida de una cantidad del agua que contenian. Por el enfriamiento desaparecen poco á poco, en virtud de la humedad que toman del aire atmosférico. Si se les vuelve á calentar un poco mas, el color negro que se forma no desaparece ya por el enfriamiento. En vista de semejante propiedad se da á esta disolución el nombre de *tinta simpática*.

Cuando se mezcla una disolución de este cloruro, que es azul, con otra de percloruro de hierro, que es amarilla, se obtiene la verdadera tinta simpática.

Prepárase este cloruro, haciendo obrar una corriente de cloro sobre cobalto calentado hasta el rojo. En este caso, es anhydro; tambien se puede obtener, tratando el carbonato de cobalto por el ácido clorhídrico, y concentrando el líquido; pero en este caso los cristales que se obtienen son hidratados.

CLORHYDRATO DE AMONIACO. (*Sal amoníaco.*)—Esta sal es blanca, de un sabor picante, soluble en menos de tres partes de agua á 15°, y en cantidad menor, si está hirviendo. Cristaliza en largas agujas, que se reúnen con las barbas de una pluma.

Sometida á la accion del fuego, se funde en su agua de cristalización, hierve, y despues se sublima bajo la forma de vapores blancos. Calentada con la creta, se opera el desprendimiento de amoníaco, y queda cloruro de calcio.

Se encuentra la sal amoníaco en las orinas humanas y escremento de algunos animales, camellos en particular. Se la obtiene sublimando el olin que resulta al quemar el escremento de camello. En Francia se la prepara descomponiendo el sulfato de amoníaco por el cloruro de sodio. El sulfato de amoníaco proviene de la reaccion del sulfato calizo sobre el carbonato de amoníaco, y esta última sal se obtiene destilando en cilindros metálicos los huesos y desperdicios de la lana. La fabricacion de la sal amoníaco es un ramo de industria interesante. El residuo que queda en los cilindros se emplea bajo el nombre de *carbon animal*.

Usos.—Aprovecha esta sal para hacer el amoníaco y carbonato de esta sustancia; se le emplea ademas para limpiar los metales; en medicina se usa como estimulante.

IODUROS METALICOS.—Todos son sólidos; algunos ofrecen bellos matices, como por ex. el *bi-ioduro de mercurio*. A la temperatura roja, el oxígeno descompone todos los ioduros, escepto los de potasio, sodio, plomo, y bismuto. El bromo y el cloro desalojan al iodo de todos los ioduros. Los que son solubles, disuelven una cantidad de iodo igual á la que contiene. El agua disuelve muchos ioduros; descompone algunos, como el de antimonio, que da origen al ácido iodhydrico y al óxido de antimonio. Muchos de ellos, como los

de potasio y mercurio se emplean en medicina contra las afecciones escrufulosas, y enfermedades cutáneas.

IODURO DE POTASIO.—Se le obtiene disolviendo iodo en la potasa hasta tanto comience el líquido á tomar color; se le evapora y depone el iodato de potasa, cuyo oxígeno marcha en virtud de la acción del calórico; se vuelve á disolver todo en agua, y se hace cristalizar. Baup ha propuesto un método muy económico; se mezcla iodo con agua y limaduras de hierro en exceso; y se forma ioduro de hierro, que se descompone por el carbonato de potasa; se filtra y evapora. El ioduro cristaliza en cubos blancos muy solubles en el agua.

PROTO-IODURO DE MERCURIO.—Se presenta bajo la forma de un polvo verde-oscuro, que se vuelve rojo cuando se le calienta.

DEUTO-IODURO DE MERCURIO.—Se le obtiene por doble descomposición, mezclando bi-cloruro de mercurio y ioduro de potasio disueltos; es un polvo de color escarlata, que se vuelve rojo, fundiéndole al fuego. Forma combinaciones solubles con los ioduros y cloruros alcalinos.

CARBONATOS.—El ácido carbónico puede combinarse con ciertas bases en tres proporciones, y formar carbonatos neutros, sesqui-carbonatos, y bi-carbonatos; en estas sales las dosis de ácido son entre sí como los números $1\frac{1}{2}$ y 2.

Los carbonatos de potasa, sosa, baryta, y lithina son los únicos que no descomponen una alta temperatura. Todos los demás pierden su ácido carbónico; excepto los de potasa, sosa, y lithina, son insolubles, si bien algunos de ellos se disuel-

ven en un exceso de ácido carbónico. Calentados con el boro, fósforo, ó carbon, se descomponen; de donde resultan varios productos fáciles de adivinar.

Caracteres genéricos.—Todos los ácidos los descomponen, desprendiendo su ácido carbónico con *efervescencia*. Cuando el gas eliminado no tiene color; cuando solo ofrece un olor un poco fuerte, y no esparce vapores blancos al aire libre: la sal es un carbonato.

Los carbonatos neutros se hallan formados de tal modo que el oxígeno de la base es al del ácido como 1 á 2.

CARBONATO DE POTASA.—(*Sal de tártaro, sal de agenjo, de centauro, potasa, etc.*) Esta sal es blanca, acre, y cáustica; enverdece el jarave de violetas; es muy soluble, y delicuescente al aire; con dificultad cristaliza en láminas romboidales; es fusible al calor blanco, y solo la descompone una corriente de vapor de agua, en cuyo caso el ácido carbónico se desprende, y se forma un hydrato. Compónese de un átomo de ácido, y otro de base. = KO, CO^2 .

Esta sal no se encuentra en la naturaleza; pero se forma cuantas veces se quema una planta. Para obtenerla casi pura, se mezclan bi-tartrato de potasa y sal de nitro pulverizada; se las pone en un recipiente de cobre calentado hasta el rojo; la mezcla se inflama; los ácidos nítrico y azoótico se descomponen al mismo tiempo que el ácido carbónico comienza á formarse, y se combina con la potasa del bi-tartrato y azoato de dicha sustancia; el residuo es carbonato de la misma, que se se-

para de un poco de carbon , colándole con legías y evaporando el líquido hasta tanto se seque.

Los químicos le emplean como reactivo , y para preparar el hydrato de potasa.

POTASAS DEL COMERCIO.—Este producto , de propiedades análogas á las de la sal anterior , es carbonato de potasa con cantidades variables de sulfato de dicha sustancia , cloruro de potasio , un poco de alumina , silice , cal , y óxidos de hierro y manganeso.

Se les prepara en los paises donde abunda la madera , como en Rusia , América , España , etc. Al efecto se quema leña , se hace legía de la ceniza , por supuesto á una temperatura algo elevada , y se evapora el líquido hasta que esté seco ; en cuyo caso la materia sólida se conoce con el nombre de sustancia salina , que despues de calcinada con el objeto de destruir algun cuerpo combustible que pueda quedar todavía , se encierra despues de fria en toneles bien tapados , y despacha en el comercio , donde se la conoce con el nombre de potasa del pais donde se recoge. De aquí las variedades de potasa de América , Rusia , Treves , Vosgues , Dantzich , etc.

Usos , aplicaciones.—Sirve esta potasa para fabricar el alumbre , nitro , jabon blando , legías , etc.

CARBONATO DE SOSA.—Es blanco , acre , ligeramente cáustico , muy soluble en el agua , mas si está caliente , que fria ; cristaliza por enfriamiento en prismas romboidales. Es efflorescente. Calentada que es , se funde en su agua de cristalización , la pierde , y despues experimenta la fusion

ígnea ; solo se descompone por una corriente de vapor de agua.

Se forma de dos átomos de ácido carbónico, uno de base , y diez de agua. $=(\text{Na O}, \text{CO}^2) \dagger 10 \text{ H}^2 \text{ O}$.

Esta sal no se encuentra en la naturaleza ; la que se hallaba, y se consideró antes como carbonato de sosa , no es sino un sesqui-carbonato. Gay-Lussac ha probado como el que se obtiene quemando las plantas marinas solo se debe á la descomposicion del oxalato de sosa contenido en ciertos vegetales.

Se le prepara al estado de pureza , haciendo cristalizar muchas veces de seguida la sosa del comercio.

Se utiliza en algunas ocasiones como reactivo, y tambien suele usarse en las artes.

BICARBONATO DE SOSA Y POTASA.—Estas sales tan empleadas hoy dia á cada paso , y cuyas propiedades son análogas á los carbonatos neutros de dichas sustancias , se obtienen dejando en contacto una disolucion concentrada de potasa , ó cristales de carbonato de sosa , con un exceso de ácido carbónico en un aparato particular , donde se opere una presion mas ó menos considerable. Es de notar como estas sales , menos solubles que los carbonatos neutros , se precipitan á medida se forman.

SOSAS DEL COMERCIO.—Se forman de carbonato de dicha sustancia en dósís variables , de sulfato de aquella misma , sulfuro de sodio , sal marina, y carbonato de cal ; de alumina , silice , óxido de hierro , carbon , etc.

Conócense en el comercio dos especies de sosa, *natural y artificial*.

La *sosa natural* se prepara quemando en unos hoyos plantas marinas, de manera que la combustion dure muchos dias. Resulta una masa negra, compacta, vitrificada, que si se la concuasa constituye la sosa del punto donde se fabrica.

Conócense sosas de diversos paises; la de España bajo el nombre de *sosa de Alicante* es la mejor. Las que se recogen en Francia llamadas *sosa de Narbona, de Aguas-muertas, de Varech, ó Normandía* son de inferior calidad. Con efecto; la primera contiene de 20 á 40/100 de carbonato seco, al paso que las demas solo constan de 14 á 15/100, y aun hay de ellas en que solo se encuentra un 3 á 8/100, y aun menos.

La *sosa artificial* se obtiene calcinando muy mucho en un horno de reverbero una mezcla hecha con las sustancias siguientes:

1000 partes de sulfato de sosa seco,—1000 de creta,—550 de carbon.

Mientras la masa conserva la consistencia pastosa, se la bate ó revuelve con una barra de hierro; y cuando no se desprende ningun gas, se la retira y enfria. Se tratará por el agua fria al servirse de ella, pues la caliente descompondria el oxi-sulfuro de calcio, disolviendo el sulfuro. La teoría es la siguiente: el carbon reduce el sulfato de sosa al estado de sulfuro de dicha sustancia, pasando al de ácido carbónico y óxido de carbono; el sulfuro de sodio y la creta vuelven á obrar de tal modo, que forman carbonato de sosa, y sulfuro de calcio, que combinándose con una parte de

la creta reducida al estado de cal, constituye el óxi-sulfuro de calcio, que el agua fria no ataca de modo alguno.

Usos, aplicaciones. — Las sosas del comercio se emplean en la preparacion del jabon, y vidrio, como tambien para hacer legías, y varias operaciones de tintura..

Antes del año 1795 casi todas las sosas consumidas en Francia se traían de España; mas cuando la guerra interrumpió las comunicaciones entre los dos paises, la Convencion nacional escitó á los químicos para ver si hallaban un medio de estraer la sosa de la sal marina. De todos los métodos propuestos por la comision nombrada al efecto, tan solo el del químico Leblanc prevaleció, el cual hemos indicado ya, y que salvas algunas ligeras modificaciones se usa aun hoy dia. Semejante descubrimiento creó en Francia una industria de las mas productivas, y mas influyentes en los progresos de las artes interesantes (fabricacion de cristales, jabones, etc.); ha producido un ahorro de mas de 20 millones al año; y ¡cosa bien deplorable, y que la posteridad quizá no creerá, el químico Leblanc, arruinado por dar á su invento toda la perfeccion de que era susceptible, murió en el hospital! Los gobiernos que sucedieron á la Convencion no han pagado la sagrada deuda que la Francia contrajo con un hombre tan digno de aprecio.

CARBONATO DE CAL. — Esta sal es blanca, sin sabor ni olor; cristaliza en varias formas, fáciles de reducir todas ellas á un romboide; es del todo insoluble en el agua, á menos que no con-

tenga un exceso de ácido carbónico; el fuego le descompone, formando un residuo, que no es sino cal ordinaria.

Está muy esparcido en la naturaleza; se encuentra al estado de pureza, y constituye el hermoso mármol blanco. Regularmente le comunican color los óxidos metálicos, ó mezclado con otras sustancias. Constituye los diferentes mármoles colorados, las piedras para edificios ó calcáreas, el alabastro, aragonita, espato de Islanda, creta, madreporas, corales, etc.

Cuando se le quiere emplear, se le extrae de la creta ó mármol blanco; sin embargo, para los usos médicos se le prepara algunas veces por vía de las dobles descomposiciones.

Se forma de un átomo de ácido, y otro de cal.
 $=\text{Ca O}, \text{C O}^2.$

Utilízase comunmente para hacer la cal. Al estado de mármol aprovecha para construir estatuas, columnas, vasos, etc.

SESQUI-CARBONATO DE AMONIACO.—(*Carbonato de amoníaco, sal volátil concreta ó de Inglaterra.*

—Es blanco, cáustico, y picante; exhala un olor de amoníaco muy pronunciado; enverdece el jarave de violetas; es volátil, aun al aire libre; soluble en el agua fría, pero no si está hirviendo.

Esta sal existe en las orinas corrompidas, en cuyo caso proviene de la trasformacion de la *úrea*, que apropiándose los elementos del agua pasa al estado de carbonato de amoníaco.

Se la obtiene calentando juntos clorhydrato de amoníaco y carbonato de cal. El carbonato de aquella sustancia se forma, y va á condensar á un

recipiente de plomo, de donde se le saca con facilidad.

Esta sal resulta de la combinacion de un volumen de ácido carbónico, y uno y medio de amoníaco— $3 \text{ Az H},^3 2 \text{ C O}^2$. En los laboratorios aprovecha como reactivo; en medicina como escitante.

SULFATOS.—El ácido sulfúrico puede, combinándose con las bases, dar origen á sales ácidas, neutras, ó con exceso de óxido. Nosotros tan solo examinaremos los sulfatos neutros.

Espuestos á la influencia de un fuerte calor, tan solo los de la 1.^a seccion y el de magnesia no se descomponen; los demas si que lo efectúan, produciendo ácido sulfuroso, oxígeno, y mas ó menos cantidad de ácido sulfúrico anhydro, que se desprende; al paso que el óxido puesto al descubierto absorve el oxígeno, si de ello es susceptible; pero le pierde y se descompone, si el metal corresponde á las dos últimas secciones. Calentado con el carbon, se descompone siempre su ácido; y tan solo los óxidos de la segunda série no lo verifican. En todos casos, el sulfato pasa al estado de sulfuro, mientras que el carbon combinado con el oxígeno se desprende al de ácido carbónico, ú óxido de carbono.

El agua disuelve muchos sulfatos. Solo los de baryta, plomo, y los subsulfatos de antimonio, bismuto, y mercurio son insolubles. Los restantes se disuelven mas ó menos.

Caracteres genéricos.— Cuando una sal dada, luego que se trate por el ácido sulfúrico, no deja desprender ácido sulfuroso; si en contacto con una disolucion de azoato de baryta, bien á

la temperatura ordinaria ó á la elevada, produce un precipitado blanco, que despues de seco, lavado, y calcinado con carbon, se trasforma en un sulfuro de igual sabor al de los huevos podridos, ó que produzca un abundante desprendimiento de gas sulfhydrico por el ácido clorhydrico: esta sal será siempre un sulfato. Además de esto, el reactivo mas sensible para conocer un sulfato en disolucion es el agua de baryta, que instantáneamente produce un precipitado blanco, é insoluble en el ácido nítrico.

Los sulfatos neutros se componen de un átomo de ácido, y otro de base, conteniendo uno de oxígeno= $R O$, $S O^3$. Puede verse como la relacion que guarda el oxígeno del ácido es á la de la base como 3 : 1.

SULFATO DE POTASA. (*Sal de Duobus, arcano duplicado, tártaro vitriolado.*) — Es blanco, y amargo; cristaliza en prismas; es inalterable al aire; no contiene agua de cristalización, pero sí interpuesta entre sus moléculas, cuya circunstancia hace decrepitar puesta sobre el fuego; se funde á un calor rojo-cereza.

— Se forma de un átomo de ácido, y otro de potasa= $K O$, $S O^3$

Se le emplea en medicina como purgante suave, y en las artes para hacer el alumbre. Se puede obtener directamente; pero lo mas regular es fabricarle, calcinando al efecto hasta el calor rojo el residuo que resulta descomponiendo el nitro por el ácido sulfúrico.

N. D. T. El sulfato de potasa se usa tambien

en medicina á dosis fraccionadas para disminuir la secrecion de la leche en las señoras que no crian; como asimismo en algunas obstrucciones viscerales, enfermedades crónicas del hígado, ciertas dispepsias, etc. — Las sales de baryta y plomo no pueden unirse al tártaro vitriolado sin que le descompongan.

SULFATO DE SOSA. (*Sal de Glaubero, sal admirable, sosa vitriolada, etc.*) — Es incoloro, y muy amargo; cristaliza en largos prismas muy diáfanos y eflorescentes al contacto del aire; se funde antes de llegar al calor rojo; es muy soluble; pero lo digno de notarse es que el agua á 100° disuelve menos dosis de esta sal que á 33°; de manera que su máximum de solubilidad está circunscrito á este último grado.

Se la halla en las cenizas de las plantas marinas, y en ciertos manantiales, los de la Lorena por ex. Se puede obtener directamente; pero se preparan las grandes cantidades que sirven para fabricar la sosa artificial, tratando al cloruro de sodio por el ácido sulfúrico; se compone de un átomo de ácido, otro de base, y diez de agua = $\text{Na O, S O}_3 + 10 \text{ H}_2 \text{ O}$.

Glaubero, al examinar el residuo de la fabricacion del ácido clorhydrico, desperdiciado en otro tiempo como inútil, (por cuya causa se llamaba *caput mortuum, tierra dañina*), obtuvo sulfato de sosa en cristales gruesos y transparentes, á que dió el nombre de *sal admirable*, por la hermosura de sus formas.

Usos, aplicaciones — El sulfato de sosa desem-

peña un papel interesante en las artes. Efectivamente ; con él se prepara la sosa artificial. Además , el químico suizo Gehlen le introdujo en las fábricas alemanas de cristal para sustituir el carbonato de sosa , y desde el año 1826 se le emplea en Francia para hacer cristales de ventanas. Es el purgante salino mas económico.

N. D. T. El sulfato de sosa es uno de los purgantes mas suaves , pero cuya accion es muy segura. En su consecuencia se emplea en todos los casos en que necesita el práctico determinar evacuaciones alvinas sin producir irritacion , y sobre todo en las afecciones febriles, ictericias, y enfermedades cutáneas. Su dosis es de una onza á dos en una libra de agua. Obra tambien como diuretico , en cuyo caso es necesario no pase de tres á cuatro escrúpulos la cantidad que se administre.

SULFATO DE CAL. (*Yeso , espejuelo , selenita , alabastro yesoso.*)—Es incoloro , insípido , unas veces amorfe , y otras cristalizado ; atrae la humedad , sin ser por ello delicuescente ; sometido á un calórico fuerte , se funde bajo la forma de un esmalte blanco ; es poco soluble en el agua , pero lo es mucho , si se la añade ácido sulfúrico. Se le puede preparar directamente ; pero la naturaleza nos le ofrece abundantísimo , ora hidratado , ora anhydro ; en el primer caso su fórmula es $(Ca, O, S O^3) \dagger ^2H_2 O$; en el segundo $(Ca, O, S O^3)$. Se le halla igualmente disuelto en varias aguas

Usos, aplicaciones.—Calcinando el sulfato de cal hidratado es como se prepara el yeso. Se le emplea para objetos de escultura; cuando contiene un poco de carbonato de cal, se le busca para las construcciones; combinado con algunas materias colorantes y amasado luego con cola fuerte constituye el *estuco*, materia que imita el mármol; por último, el sulfato de cal es muy abundante en la naturaleza, formando bancos mas ó menos gruesos en las porciones superiores de los terrenos secundarios y terciarios.

Los antiguos conocían el yeso; los romanos le emplearon ya para adornar sus edificios. Plinio le recomienda cuando está recién amasado, pues entonces se vuelve duro mas pronto. La fabricacion del yeso es un ramo de industria considerable en Paris; la explotacion de las venas existentes en aquellos terrenos abastece casi á toda la Francia, enviándole tambien á Inglaterra, y aun á América. Produce cerca de siete millones de hectolitros. Se usa ademas el yeso para abonar las tierras, principalmente las destinadas al cultivo de prados artificiales; débese á Franklin tan bello descubrimiento, propagado en toda Europa con la mayor celeridad. Para demostrar á sus conciudadanos los buenos efectos del yeso sobre las plantas de los prados artificiales, escribió dicho sábio en un campo de alfalfa las palabras de: *esta porcion se ha abonado con yeso*. Y muy luego se vió desarrollada una lozana vegetacion en cuantos puntos tocó dicha sustancia, de tal modo que podian leerse sobre la superficie del prado las letras trazadas por

el ilustre físico. Esta ingeniosa demostracion escitó á todos á adoptar como adoptaron el uso de tan precioso abono.

SULFATO DE MAGNESIA. (*Sal de Epsom, de Sedlitz, de Egra, de Inglaterra, etc.*)—Es blanco, muy amargo, cristalizabile en prismas rectangulares, efflorescente, y con agua de cristalización; sometido á la influencia del calórico, experimenta la fusion acuosa, y no la ignea. La potasa y sosa le descomponen del todo; no le precipitan los bicarbonatos alcalinos, sino mediante la accion del calórico.

Contiene 7 átomos de agua= $(\text{Mg O}, \text{SO}^3) \dagger 7 \text{H}^2 \text{O}$.

Este sulfato se encuentra en las aguas de muchas fuentes, en las del mar, etc. Se le obtiene evaporando y haciendo cristalizar los líquidos que le contienen, ó bien tratando directamente la magnesia, ó ciertas materias magnesíferas por el ácido sulfúrico.

Se le emplea en medicina como purgante.

SULFATO DE ALUMINA Y DE POTASA, Ó DE AMONIACO. (*Alumbre de Roma, alumbre de Roca.*)—Esta sal, considerada mucho tiempo como un sulfato de alumina simple, fue caracterizada como sal doble, por Vauquelin, Chaptal, y Descroizille, quienes probaron ademas tener por base ora sulfato de potasa, ora de amoniaco.

El alumbre que tiene por base la potasa es blanco y astringente; enrojece la tintura azul de tornasol; es soluble en el agua, pero mucho mas si dicho líquido está frio; cristaliza ordinariamente en octaedros, que son diafanos y un poco efflo-

rescentes. Si la disolucion contiene un exceso de alumina, entonces cristaliza en cubos; cuya circunstancia hace se le de el nombre de *alumbre cúbico*.

Espuesto á un calor un poco mas de 100° , se funde en su agua de cristalización, y forma despues de frio lo que se llama *alumbre de Roca*; á algunos grados mas, pierde su agua, se vuelve opaco, y constituye el *alumbre calcinado*. Si se calienta hasta el calor rojo, deja desprender oxígeno y ácido sulfuroso; por último, el residuo formado de alumina y sulfato de potasa puede descomponerse él mismo, si la temperatura es muy elevada; en cuyo caso la alumina desaloja al ácido sulfúrico, y forma con la potasa un *aluminato*. Si se vierte potasa, sosa ó amoníaco sobre una disolucion de alumbre hirviendo, se precipita un subsulfato doble, muy análogo al que ofrece la naturaleza.

Calcinado con carbon, se forma un compuesto que consta de sulfuro de potasio, alumina, y carbon, y que en virtud de la propiedad que tiene de inflamarse al contacto del aire, se ha llamado *pyrophoro*. Se inflama con tanta mas velocidad cuanto mas húmedo está dicho fluido.

El alumbre cuya base es el amoníaco disfruta iguales propiedades que el anterior; pero se distingue en que una vez calcinado, se desprende todo el amoníaco, y tan solo resta alumina; además, tratado por la potasa ó sosa, se produce un desprendimiento de amoníaco, fácil de distinguir por su olor.

El alumbre existe formado del todo en algunas aguas á las inmediaciones de los volcanes. Pa-

ra obtenerle se cuelean las sustancias que le contienen, y evaporan los líquidos para hacerles cristalizar. Puédense además calcinar ciertas arcillas, tratándolas por el ácido sulfúrico, y añadir al sulfato de alumina que se forma sulfato de potasa ó amoníaco, y hacerle cristalizar despues.

Esta sal se forma de un átomo de sulfato de alumina, otro de sulfato de potasa, y 24 de agua. La fórmula es: $(K O, S O^3) \dagger (Al^2 O^3, 3 S O^3) \dagger 24 H^2 O$.

Usos, aplicaciones.—El alumbre se emplea mucho en tintura, como mordente; mas para este uso se preferia el llamado de *Roma*; pero desde que se consiguió obtener el alumbre sin óxido de hierro, no hay tal predileccion. Posee la virtud de endurecer el sebo; sirve para hacer algunas lacas.

Se le emplea para preservar las pieles de los ataques de los insectos, para conservar las piezas de anatomía, é impedir se cale el papel. En el año 1830, el caballero Origo, coronel de bomberos en Roma, observó como el agua saturada de alumbre, y con un poco de arcilla en suspension apagaba los incendios mucho mas pronto que la ordinaria.

Historia. — Los pueblos del Asia nos han dado á conocer esta importante sal. Hasta el siglo XV no se preparó esclusivamente en *Roca*, ciudad de Siria, de donde se le ha dado el nombre de alumbre de Roca, que conserva hoy dia en el comercio.

N. D. T. El sulfato ácido de alumina es un astringente muy enérgico, empleado con el mas feliz suceso en las hemorragias uterinas, y otras á quienes no acompañe inflamacion; úsase tambien

en los flujos atónicos, como la blenorragia, leucorrea, algunas diarreas serosas, y aun en el cólico saturnino. Al exterior sirve para combatir ciertas inflamaciones crónicas de la conjuntiva, algunas úlceras superficiales como las aftas, descensos del recto, flores blancas, varias hemorragias externas. Algunos prácticos dicen haberle usado con éxito en la angina maligna. Se usa asimismo al exterior para reprimir las carnes fungosas. Segun el Dr. Kuhn, es el alumbre pulverizado el mejor medio para disipar los dolores producidos por la caries de los dientes, y aun para detener los progresos de la misma. Al efecto se introducen con una pluma cortada uno ó dos granos de polvo de alumbre en el punto donde existe.

SULFATO DE PROTOXIDO DE HIERRO. — (*Vitriolo verde, caparrosa verde, etc.*) — Es de un color verde y trasparente, y sabor estíptico; no es venenoso; cristaliza en prismas romboidales oblicuos, que contienen agua de cristalización, y son eflorescentes. Si se les calienta, se funden en su agua de cristalización, la pierden, y vuelven blancos; al calor rojo se descompone esta sal, desprendiéndose ácido sulfúrico, un poco de oxígeno, y ácido sulfúrico anhydro. El residuo de esta descomposición es peróxido de hierro, que se ampara del oxígeno de una parte del ácido, y convierte en un sesqui-óxido, conocido con el nombre de *colcotar*.

Espuesto al aire un poco húmedo, el óxido de esta sal absorve el oxígeno del aire tan solo en su superficie, y el exceso de óxido que resulta cubre

la sal de manchas de un color de ocre. Si se le espone al aire al estado de disolucion, sucede que su óxido absorve aun el oxígeno, en cuyo caso se forma un sulfato básico de sesqui-óxido, que se precipita, y un compuesto doble de sulfato de protóxido, y de sulfato de sesqui-óxido, que queda en disolucion.

Esta sal contiene 6 átomos de agua = $(\text{Fe. O, S O}^3) \div 6 \text{ H}^2 \text{ O}$.

Se encuentra el sulfato de hierro en todos los puntos donde existe sulfuro de dicha sustancia espuesto al aire; se le puede preparar directamente, tratando el hierro por el ácido sulfúrico dilatado en agua. En las artes se le prepara esponiendo al aire húmedo el sulfuro de hierro. El azufre y hierro absorven el oxígeno, de donde resulta sulfato de dicho metal, que se hace eflorescente y se le estrae ya colándole, ya por medio de evaporacion y cristalizacion.

Usos.—Se aprovecha esta sal para hacer tinta, azul de prusia, colcotar, y para precipitar de su disolucion en el agua regia el oro en polvo empleado para dorar la porcelana, etc.

SULFATO DE SESQUI-OXIDO DE HIERRO. — Es de un color amarillo-naranjado, muy acerbo, estípico, y no cristalizable; enrojece la tintura de tornasol, y se obtiene tratando el hydrato de sesqui-óxido por el ácido sulfúrico; solo se emplea combinado en pequeñas proporciones con el otro para los tintes; los químicos le utilizan á las veces como reactivo, y para purificar los teatros anatómicos. Fórmula: $(\text{Fe. } ^2\text{O}^3, 3 \text{ S O}^3)$.

SULFATO DE BI-OXIDO DE COBRE. — *Caparrosa*

azul, vitriolo azul, vitriolo de Chipre, etc.)— Parece que el protóxido de cobre no puede combinarse con el ácido sulfúrico sin descomponerse en cobre y bi-óxido, que se combina con el ácido.

El sulfato de cobre es de un hermoso azul; tiene un sabor bastante estíptico; cristaliza en bellos prismas oblicuos de base paralelográmico-oblicuangular, transparentes, y que contienen agua de cristalización; se vuelven un poco eflorescentes, se funden á un calórico moderado, tornándose blancos despues al secarse; por último, se descomponen á una temperatura mas alta; la potasa, sosa, amoníaco, etc. descomponen esta sal; el último de dichos cuerpos disuelve al momento el precipitado blanco azulado, y forma el líquido de tan bello azul conocido con el nombre de *agua celeste*.

Este sulfato se encuentra en las aguas que atraviesan minas de cobre. Aun cuando se le pueda extraer por evaporacion, se le obtiene regularmente tratando el sulfuro de cobre segun el método indicado al ocuparnos del sulfato de hierro.

Esta sal se forma de un átomo de bi-óxido de cobre, otro de ácido, y cinco de agua = $(\text{Cu O}, \text{S O}^3) + 5 \text{H}^2 \text{O}$.

Usos.—Sirve para preparar el verde de Schéele, y las cenizas azules; en medicina se le emplea como escarótico.

N. D. T. Con efecto; se utiliza para cauterizar ciertas úlceras fungosas, los cánceres venéreos atómicos, aftas, etc. Disuelto en agua aprovecha como astringente en las hemorragias exteriores, y como estimulante en las leucorréas, blenorragias, y

oftalmias crónicas sostenidas por debilidad de las membranas mucosas. A pequeñas dosis se administra tambien como emético en algunos envenenamientos, y como estimulante en varias afecciones catarrales, y además en la epilepsia, y fiebres intermitentes. Sin embargo, no podemos menos de indicar como este medicamento es muy activo, por cuya causa exige mucha prudencia su administracion.

FOSFATOS.—Despues de publicados los interesantes descubrimientos de Graham sobre las modificaciones del ácido fosfórico, parece deban dividirse los fosfatos en tres series: 1^a fosfatos propiamente dichos; 2^a los pyrofosfatos; y 3^a los metafosfatos.

Toda vez que dijimos en el artículo *ácido fosfórico* cuanto hay de particular sobre los pyrofosfatos, y metafosfatos, solo nos resta hablar de los fosfatos propiamente dichos.

El ácido fosfórico tri-hidratado ($P^2 O^5 3 H^2 O$) puede combinarse con las bases en tres proporciones, y formar sales neutras $P^2 O^5, 2 R O, H^2 O$; sales ácidas $P^2 O^5, R O, H^4 O^2$; y sales básicas $P^2 O^5, 3 R O$. Debe observarse que considerando al agua encargada de desempeñar el papel de base, todas estas sales guardan una relacion tal, que la cantidad de oxígeno del ácido es á la del óxido como 5 : 3; y en este caso, puede considerarse al ácido, que encierra tres átomos de oxígeno, como una verdadera sal.

Espuestas al fuego estas sales pierden el agua que contienen, pasando por las varias modificacio-

nes ya referidas; así es que el fosfato ácido se transforma en $P^2 O^5$, $R O$, lo cual le constituye metafosfato. El fosfato neutro se convierte en $P^2 O^5$, $2 R O$, ó sea pyrofosfato; y por último, el fosfato básico no conteniendo agua no puede tampoco transformarse en uno de estos dos ácidos, y permanece en su consecuencia al estado de fosfato. Sea de esto lo que fuere, siendo fijos estos ácidos, como igualmente las bases, ninguna otra descomposición puede operarse; sin embargo, se funden y vitrifican. Mas si se les añade carbon, entonces se observan varios fenómenos. Con efecto; si la sal corresponde á la primera ó segunda seccion, entonces el ácido solo se descompone en parte, formándose ácido carbónico y óxido de carbono, que se desprende, al paso que la sal se obtiene con exceso de base. Con los fosfatos de las cuatro últimas series sucede al contrario; todo el ácido se descompone al mismo tiempo que el óxido, resultando fósforo y metal, que se combinan. El desprendimiento de gas se verifica de igual modo que en el experimento anterior.

El agua sola disuelve los ácidos de las sales cuya base es la potasa, sosa, ó amoníaco; los restantes solo lo son en un exceso de ácido. He aquí el por que ciertos ácidos disfrutan la propiedad de disolverles; con efecto, amparándose de una parte de la base, dejan al descubierto el ácido fosfórico, que transforma la sal en un fosfato ácido.

Caracteres genéricos.—Si se calienta un fosfato con un exceso de potasio, y luego se pone el residuo en contacto con el agua, se desprende gas fosfuro de hidrógeno, susceptible de inflamar-

se; y si por otra parte, calentado con ácido sulfúrico, no da lugar la sal á desprendimiento de gas hidrógeno fosforado que se inflama: podremos afirmar es un fosfato, ó bien una modificación del mismo.

Solo trataremos en este lugar de los fosfatos neutros de cal, sosa, y amoníaco.

FOSFATO DE SOSA.—Esta sal es blanca, de un sabor dulce; enverdece el jarave de violetas; se funde en su agua de cristalización; despues experimenta la fusión ignea, en cuyo caso se transforma en un vidrio trasparente de pyrofosfato. Espuesta al aire se hace efflorescente. Es muy soluble, pero mucho mas á la temperatura elevada que á la ordinaria, y cristaliza en prismas oblicuos de base romboidal.

Contiene un átomo de ácido, dos de base, y otro de agua= $P^2 O^5$, $2 N A O$. $H^2 O$.

Es un purgante ligero, que se obtiene descomponiendo el fosfato ácido de cal por el carbonato de sosa, filtrando el líquido, y evaporándole.

FOSFATOS DE CAL.—Tres son las combinaciones de la cal y ácido fosfórico que vamos á examinar en este sitio.

1.^a *El fosfato neutro.*—Esta sal es blanca, inodora, insípida, indescomponible por el calórico, pero que se funde y convierte en una especie de esmalte blanco, si la temperatura es muy elevada. Es insoluble en el agua y alcohol; soluble en los ácidos azoótico, clorhydrico, y fosfórico, y se obtiene por la via de las dobles descomposiciones.—Se le ha conservado el nombre de fosfato neutro, aun

cuando es efectivamente un fosfato básico= P_2O_5 , 3 Ca O. Es poco usado.

2^a *Fosfato básico de los huesos*.—Todos los huesos de los animales parece están formados en gran parte de una sal compuesta de 3 átomos de ácido fosfórico y 8 de cal. Se la puede obtener calcinando al aire libre los indicados huesos, y precipitando el líquido por un exceso de amoníaco. Se recoge el precipitado gelatinoso, se le lava, y calcina.—Desempeña un gran papel en la economía animal, y en la vegetacion; utilízase en los laboratorios, artes, y medicina. Se le emplea principalmente para hacer el fosfato siguiente.

3^a *Bi-fosfato*. Se le obtiene tratando los huesos calcinados, hechos polvo, y desleidos en agua, por el ácido sulfúrico concentrado, que se ampara de una parte de la cal, y deja al descubierto al ácido fosfórico; este al combinarse con una porcion del fosfato de los huesos, constituye el fosfato ácido muy soluble. Se decanta y evapora hasta que adquiera consistencia de jarave, y al enfriar se forman pequeñas láminas micáceas de poca consistencia, que son el bi-fosfato. Calcinada esta sal con el carbon produce el fósforo.

FOSFATO DE AMONIACO.—Es blanco, sin olor, y de un sabor picante. Enverdece el jarave de violetas; al contacto del aire no experimenta alteracion alguna. Si se calienta, se funde, y descompone, perdiendo su amoníaco, y pasa al estado de ácido pyrofosfórico vítreo, que contiene siempre un poco de amoníaco.

El agua le disuelve mejor si está caliente que

ria. El líquido cálido produce al enfriarse cristales prismáticos de cuatro caras terminados por pirámides de otras tantas facetas.

Este fosfato se encuentra unido á otros fosfatos de sosa y magnesia en las orinas de ciertos animales.—Para obtenerle se emplea el mismo proceder que para preparar el de sosa, con la diferencia que aqui se usa el amoníaco líquido.

Empleo del fosfato de amoníaco para hacer incombustibles los tegidos mas inflamables.—Este fosfato posee la propiedad singular de hacer incombustibles las telas que se mojan en su disolucion. Al efecto, se hace una concentrada, se sumerge en ella el tegido que se quiere ensayar y se le seca; en seguida se somete á la llama de una bugía sin que se encienda. Tal efecto es fácil de concebir ó esplicar; la sal al descomponerse deja descubierto al ácido fosfórico que cubre el tegido, y se opone á la accion del aire. Esta propiedad es comun á todas las sales dobles capaces de experimentar la fusion ígnea al calor rojo oscuro.

AZOATOS. (*Nitratos.*)—Todos los azoatos se descomponen, sometidos que son á la influencia del fuego. Unos dan en un principio oxígeno, y se trasforman en azoitos; y despues cuando la temperatura es mas elevada, se desprende á la vez oxígeno, azoe, y un poco de ácido hypo-azootico, y pasan al estado de óxidos. Todos los azoatos, cuyo óxido tiene mucha afinidad con el ácido, se hallan en este caso. Otros dan lugar inmediatamente á un desprendimiento de oxígeno y ácido hypo-azoótico, quedando el óxido libre, sobreoxidado, ó descompuesto, segun sea ó no susceptible

de ello. Si el ácido tiene poca afinidad, y la sal no puede obtenerse sin agua, entonces el ácido azoótico se volatiliza sin ser descompuesto. Si se le pone sobre las ascuas, se funde como los cloratos. Casi todos los metaloides pueden descomponerles, amparándose del oxígeno del ácido. El ácido sulfúrico hace se desprenda el azoótico á la temperatura ordinaria; el fosfórico, arsénico, etc. á la elevada. Por último, el clorhydrico le descompone en parte, formando agua regia.—Todos los azoatos son solubles en el agua ó un exceso de ácido.

Caracteres genéricos. — Se distinguen los azoatos porque puestos en contacto con los carbones, se funden; además, el ácido sulfúrico concentrado, ya sea frio ó caliente, produce un desprendimiento de vapores blancos, y picantes; y por último, añadiendo á la mezcla limaduras de cobre, y un poco de agua, se producen vapores rojos. En los azoatos neutros el oxígeno del ácido es al de la base como 5 : 1 = $R O (Az^2 O^5)$.

AZOATO DE POTASA. (*Nitro, sal de nitro, salitre.*)—Esta sal es blanca, de un sabor fresco, y picante, cristalizable en largos prismas de seis caras, transparentes, y estriados. Al contacto del aire no experimenta alteracion alguna, á menos que dicho fluido no se halle cargado de humedad. Si se le somete á un calor de 350° , se funde; y si entonces se le da la forma de placas delgadas y enfria, constituye el *crystal mineral* ó *sal prunela*. Calentándole mas, deja desprender el oxígeno, pasando al estado de azoito, y luego al de potasa. Pulverizado con un tercio de su peso de azufre, y dos de potasa del comercio, forma una *pólvora fulmi-*

nante muy enérgica. Reducido á polvo, y luego mezclado con carbon y azufre en proporciones conducentes constituye las pólvoras, sobre cuyo punto hablaremos muy luego.

El nitrato de potasa se encuentra frecuentemente en las paredes húmedas, y sitios espuestos á las emanaciones animales, como cuadras, corrales de ganado, etc. Se le halla tambien en puntos donde no hay tales emanaciones, cuyo extremo hace creer no son aquellas indispensables para la formacion del ácido azoótico; en este caso se supone que la humedad del aire es absorvida mediante la influencia de las sustancias porosas y calcáreas, uniéndose los elementos de aquel gas de un modo bastante para constituir el ácido azoótico, que se combinará seguramente con las bases. Debe tenerse presente como las sustancias animales intervienen, cuando las hay, en semejante formacion.

Para obtener esta sal, se cuelan las tierras que la contienen, y evapora el líquido. Pero en varios paises donde aquellas encierran una dosis muy corta de azoato de potasa, y en su lugar se encuentran muchos azoatos de cal y magnesia, se estrae de diverso modo. Con efecto, despues de haber escogido los escombros de que ha de obtenerse, se les somete á la accion de la legía, hasta tanto no tengan ya partícula alguna de aquellas sustancias; las aguas que resultan se concentran hasta 25° teniendo cuidado de separar un depósito, llamado *lodo*. Entonces se verifica la metamórfosis de los azoatos de cal y magnesia, añadiendo una disolucion concentrada de carbonato de potasa que mediante una doble descomposicion forma con la cal y magnesia carbonatos insolubles, y con el

ácido azoótico azoato de potasa, que queda disuelto. Se decantan los líquidos, y se les hace evaporar hasta 45° , teniendo mucho cuidado de separar la sal marina que se depone; en tal estado se les deja enfriar para que cristalicen. El nitro que resulta de la *primera operacion* es impuro, y se le llama *salitre en bruto, ó sucio*. Para purificarle se le disuelve en la menor cantidad de agua hirviendo, de modo que la sal marina y cloruro de potasio no puedan verificarlo; y cuando se les ha quitado á todos, se hace cristalizar de nuevo para obtener el nitro de *segunda clase*, ó sea mas puro. Por último, para separar ciertas sales delicuescentes que contiene todavía, se le lava con una disolucion saturada de sal de nitro, que no pudiendo disolver nitrato de potasa, se ampara de las demas sales solubles. En este caso se obtiene el *nitro refinado, ó de calidad superior*, que no contiene agua de cristalización; de manera que su fórmula se reduce simplemente á $K O, Az^2 O^5$.

Usos.—Se emplea el nitro para elaborar los ácidos nítrico y sulfúrico; entra en la preparacion del *antimonio diaforético*, fundente de Rotrou, de los flujos blanco y negro, etc.

DE LA POLVORA.—La pólvora no es otra cosa sino una mezcla íntima de nitro ó salitre, azufre, y carbon. Para que una pólvora sea buena, es menester: 1° que la mezcla de estas sustancias se haga muy bien; 2° que el azufre y el nitro se hallen puros; 3° que el carbon sea ligero, es decir, estraido de una madera propiamente tal, como las del álamo, tilo, etc.; y por último que se opere de modo que la mezcla produzca la mayor cantidad

de gas posible. Además, deberá tenerse presente como la forma y tenacidad del grano, el lustre del mismo, y densidad de la pasta, influyen considerablemente sobre su cualidad.

Las proporciones en que entran las sustancias antes referidas para formar las cuatro calidades de pólvora son las siguientes.

Pólvora de guerra, de caza, de mina, é inglesa.

Salitre.	75,0.	78.	65.	76.
Carbon.	12,5.	12.	15.	15.
Azufre.	12,5.	10.	20.	9.

Después de pulverizadas estas sustancias por separado, y en aparatos particulares pero diversos según el método empleado, se las mezcla íntimamente, ó reduce á una pasta firme mediante una poca de agua; después se la da la forma de granos. La pólvora de caza recibe una operación además, con el objeto de hacerla más reluciente, cuyo extremo se consigue antes de secarla.

Cuando se inflama la pólvora, se produce una detonación del mismo modo que la obtenida con las pólvoras fulminantes, y los productos unos son gaseosos, otros sólidos; los primeros se forman de muchos gases, ácido carbónico, azoe, y un poco de óxido de carbono, vapor de agua, de gas carburo de hidrógeno, y gas sulfhídrico. Los productos sólidos se hallan siempre formados de sulfuro de potasio, con un poco de carbonato de potasa á las veces.

- La pólvora puede inflamarse también mediante

la chispa eléctrica ; por cuya causa debe tenerse la precaucion de poner para-rayos en los almacenes donde se guarda dicho producto.

La pólvora debe conservarse con muchísimo cuidado en sitios bien secos , pues de lo contrario se deteriora.

Historia. — El descubrimiento de la pólvora es muy antiguo ; los chinos la componian antes del siglo XIII ; empleábanla en sus fuegos artificiales, pero no para la guerra. *Marcus Grecus* , autor antiquísimo , que escribió en el año 700, conoció ya una composicion análoga á la pólvora ; propuso combatir al enemigo , lanzando fuegos sobre él ; para prepararles indica en su obra una mezcla de una libra de azufre vivo , dos de carbon de sauce , y seis de salitre , reducido todo á polvo muy fino ; da en seguida una descripcion muy semejante á la del cohete ó petardo.

Se atribuye generalmente el descubrimiento de la pólvora á un monge aleman llamado Bertoldo Schwartz , que vivió en el siglo XIV. Este fraile, segun dice Polydoro Virgilio , trituró en un mortero una mezcla de nitro , azufre , y carbon , que luego de inflamada hizo una esplosion tan violenta, que se rompió aquel en varios pedazos. En 1380 ese mismo religioso enseñó á los venecianos el arte de fabricar la pólvora, de cuyo invento se quejó la Italia como una innovacion manifiesta á los derechos de la guerra ; y sin embargo , vemos como antes de esta época ya Eduardo III , Rey de Inglaterra , se sirvió en 1327 de los cañones y esferitas de piedra en la batalla que dió á los escoceses. En 1346 se usaron los cañones en el sitio de Calais. En Fran-

cia se conoció la pólvora antes del año 1338, pues Bartolomé Dudrac, tesorero de ejército, compró pólvora y otros objetos necesarios para los cañones colocados en aquel tiempo delante del fuerte de Auvergne. Todos los historiadores concuerdan en que la batalla de Crécy dada en 1346 fue la primera en que se usó la pólvora; mas semejante hecho le desmiente una inscripción que se observó en el cañon encontrado en Amberg, y que data del año 1303. Prueba como en esta época tenían ya cañones los alemanes.

El empleo de los fusiles y escopetas es muy posterior al del cañon; con efecto, hasta el año 1414 no se usaron los arcabuces por los burguiñones en la defensa de Arras. El fusil de chispa fue inventado en 1630.

AZOATO DE PLATA.—Es incoloro, de un sabor acre, amargo y muy cáustico; es inalterable al aire, y cristaliza en láminas muy delgadas y anchas. Esta sal es muy soluble en el agua, y su disolución aplicada sobre la piel la mancha de un color violeta, que no desaparece si no cae la epidermis. El cloro, ó los cloruros producen un bello precipitado de cloruro de plata, blanco como la cuajada. Espuesto á un calor moderado, se hincha y experimenta la fusion ignea; si entonces se le cuele en un molde, se obtiene lo que se llama *pedra infernal*. Calentado á una temperatura mas elevada, se descompone enteramente. La potasa ó la sosa precipita un óxido de color aceituna, que puesto en contacto con el amoníaco líquido, y evaporado despues, da origen á una masa llamada *plata fulminante*.

Se prepara el nitrato de plata tratando este metal por el ácido azoótico, y concentrando la disolución que resulta.

Utilízase el azaoto de plata para hacer la piedra infernal, empleada en medicina esterna con el objeto de corroer las carnes fungosas, y reanimar las úlceras indolentes.

AZOATO DE BISMUTO.—Si se disuelve bismuto en el ácido azoótico concentrado, se forman grandes cristales incoloros y transparentes de sal neutra, que al contacto del aire se vuelven blancos, y son delicuescentes. Son solubles en una muy pequeña cantidad de agua; pero cuando se les trata por 80 partes al menos de su peso de dicho líquido, se descomponen completamente en sal ácida, inalterable por el agua, y en sub-sal insoluble conocida con el nombre de *blanco de afeite*; ó *magister de bismuto*.

CLORATOS.—Todos los cloratos se descomponen sometidos á la influencia del fuego; los de la 2^a seccion produciendo oxígeno, cloro, y un óxido; y todos los demas oxígeno y un cloruro. Puestos sobre las ascuas, activan la combustion, por el oxígeno que contienen, en cuyo caso se dice que la sal *funde*. Todos los cuerpos combustibles, avidos de oxígeno descomponen estas sales con tal prontitud, que resulta una detonacion mas ó menos fuerte. La mezcla de estos cuerpos con los cloratos forma lo que se llama *pólvoras fulminantes*.

El agua disuelve todos los cloratos, excepto el de protóxido de mercurio; su disolucion no se

enturbia por el azoato de plata, lo cual les distingue de los cloruros.

En los cloratos neutros el oxígeno del ácido es al de la base como 5 á 1. = $R O, Cl^2 O^5$.

Caracteres genéricos.—Si una sal arrojada que es sobre las ascuas activa la combustion; si es puesta al aire no esparce olor de cloro; si tratada por el ácido sulfúrico desprende un gas amarillo de olor fuerte, y análogo al cloro; y si por último, el azoato de plata no enturbia su disolución: podremos estar ciertos que es un clorato.

CLORATO DE POTASA.—Es el único de los cloratos que se emplea. Es una sal blanca, de un sabor fresco, y un poco acerbo; cristaliza en láminas romboidales. Se funde antes de llegar al calor rojo, despues hierva, y se resuelve en oxígeno é hyperclorato, que solo se descompone á una temperatura muy elevada. Si se le mezcla con un cuerpo combustible, el azufre por ex., y despues se le añade una gota de ácido sulfúrico concentrado, al momento se produce calorico y luz debidos á la súbita descomposicion del ácido clórico; tal propiedad se utiliza para fabricar las candelillas oxigenadas.

Esta sal no contiene agua; por consiguiente su fórmula es: $K O Cl^2 O^5$.

Es siempre producto del arte; se la prepara haciendo atravesar por una disolucion concentrada de potasa una corriente de cloro; la sal no tarda mucho en precipitarse en forma de escamas brillantes.

Usos —Sirve para obtener el oxígeno, y el deutoxido de cloro; para preparar las candelillas oxigenadas.

genadas , y las pólvoras fulminantes, de que se hacen los pistones.

POLVORAS FULMINANTES.—Para prepararlas se toma clorato de potasa y un cuerpo combustible. Se comienza por reducirles á polvo separadamente; el último (el cuerpo combustible) puede ser carbon , azufre , licopodio , fósforo , un sulfuro, etc.; concluida la pulverizacion , se procede á la mezcla. Si el cuerpo combustible es carbon , ó una sustancia vegetal, se les puede unir en un mortero; si por el contrario , es el azufre , ó un sulfuro, es menester hacerla con las barbas de una pluma; en fin , si es el fósforo , despues de haberle reducido á polvo y agítadole en el agua caliente , se le cubre de esencia de trementina , y se le mezcla con el clorato , sirviéndose tambien al efecto de las barbas de la pluma , y se le divide en pequeñas porciones. Para hacer detonar todas estas pólvoras solo se necesita colocarlas sobre un yunque , y darles un fuerte golpe con un martillo. Observaremos sin embargo, como las que contienen carbon ó cualquiera otra sustancia vegetal , solo detonan bien cuando se las envuelve en un papel , y somete á un violento choque. En todos casos sucede que por medio de este , se aproximan los elementos, y eleva la temperatura , cuya circunstancia les permite obrar unos sobre otros. Al desprenderse instantáneamente los gases que se forman, hacen vibrar las moléculas del aire con muchísima fuerza, de donde resulta la esplosion. Por lo demas , es fácil prever los resultados de esta descomposicion, que varían en cada cuerpo combustible.

Las pólvoras fulminantes se emplean mucho ; se

hacen tambien con ellas candelillas , que se inflaman por la simple presion. Diremos alguna cosa sobre otras que merecen tambien estudiarse.

MERCURIO FULMINANTE DE HOWARD.—Se disuelven $1 \frac{2}{3}$ partes de mercurio en 20 de ácido nítrico de una densidad de 1,36 , á 1,38 ; se añaden á la disolucion fria 27 de alcohol á 0,85 ; caliéntase la mezcla en baño de arena , hasta tanto hierva. Se retira del fuego al momento comience á enturbiarse el líquido , y cuando la ebulicion se hace muy pronunciada , se le añade alcohol en pequeñas cantidades ; es menester poner tanto cuanto se añadió en un principio. Se recibe sobre un filtro el fulminante formado , que es un polvo de un color gris-amarillento , y se purifica disolviéndole en el agua hirviendo , y se deja cristalizar. Cuando esta sal se halla caliente hasta 186 , ó si se la somete á un fuerte choque , arde con una esplosion violenta. Se la emplea para hacer pistones. Howard intentó sustituirla á la pólvora ordinaria ; pero la esplosion se verificaba en un tiempo tan corto , que el cañon se rompía por lo regular.

FULMINANTE DE PLATA.—Esta sal se prepara como la correspondiente de mercurio , cuyo manejo es aun mas dañoso , pues el mas ligero roce basta para determinar una terrible esplosion. Todos estos productos exigen para prepararles una gran prudencia , y á pesar de ello , han dado origen á funestos accidentes.

El ácido fulmínico es un producto que resulta de la union del oxígeno con el carbono y azoe. No se le ha podido aislar.

HYPOCLORITOS. (*Cloritos, cloruros de óxidos.*)—Los hypocloritos se han estudiado muy poco hasta de ahora; su historia, que comenzaron Berzelius y Souberain, fue continuada por Balard en una obrita, de que dimos un resumen sucinto al hablar del ácido hypocloroso.

Los hypocloritos exhalan un olor de cloro, y tienen un sabor particular; destruyen los colores azules vegetales. Cuantos se conocen son solubles en el agua, y la disolucion posee la propiedad decolorante al mas alto grado. El calórico les descompone á todos, con desprendimiento de cloro, y la sal se trasforma en clorato, si la disolucion se somete á la influencia de aquel agente imponderable; si su accion es directa se desprende cloro y oxigeno, en cuyo caso queda un cloruro.

Espuestos al aire, dejan desprender cloro, pues el ácido carbónico de aquel se une al óxido, y deja al descubierto al ácido hypocloroso; este obrando sobre el cloro, que acompaña siempre al hypoclorito, oxida al metal, mientras el cloro del cloruro y el del ácido se desprenden; el óxido formado se combina con el ácido carbónico del aire.

Todos los ácidos obran sobre ellos del mismo modo que el carbónico.

Los cuerpos combustibles les descomponen, amparándose del oxígeno del ácido; razon por la cual obran como decolorantes y desinfectantes.

Su composicion es tal, que la cantidad de oxígeno del óxido es igual á la del ácido = $R O, Cl_2 O$. Debe tenerse presente como todos los que se obtienen para las artes encierran mucho cloro, y mas ó menos dosis de clorato.

Tan solo se emplean tres hypocloritos: el de cal, sosa, y potasa.

HYPOCLORITO DE SOSA. (*Clórito de sosa, clorato de sosa.*)—Se usa siempre al estado líquido; puede obtenerse por la via de doble descomposicion, tratando el hypo-clórito de cal por el carbonato de sosa, y filtrándole. Ordinariamente se hace una disolucion floja de carbonato de sosa, y se la somete á la influencia de una corriente de cloro; una parte del carbonato pasa al estado de bicarbonato de sosa, la otra se vuelve sosa propiamente dicha, con cuya sustancia se opera toda la reaccion. Esta sosa se divide en dos partes, una de ellas cede un átomo de oxígeno á dos de cloro para formar el ácido hypocloroso, que se une con la sosa no descompuesta; el átomo de sosa que perdió su oxígeno se combina con dos de cloro para constituir un cloruro, formándose ademas un poco de clorato. Resulta de tal reaccion que esta sal es una mezcla de hypoclorito, carbonato de sosa, cloruro de sodio, y muchas veces de clorato de sosa tambien.

HYPOCLORITO DE POTASA.—Sustituyendo en la operacion anterior una disolucion de carbonato de potasa á la de carbonato de sosa, se obtiene semejante líquido.

HYPOCLORITO DE CAL. (*Clórito de cal, cloruro de cal.*)—Esta sal del modo que se la obtiene es sólida, bajo la forma de un polvo; pero se la emplea disuelta en el agua. Se la prepara en grande haciendo llegar una corriente de cloro á un aparato donde se hayan colocado tablitas con cal hidratada; poco á poco aquel se combina con esta, y produce el hypoclorito, que es una mezcla

de cloruro de calcio é hypoclórito con exceso de base. Esta sal tratada por el agua abandona á dicho líquido su cloruro de calcio y su hypoclórito neutro, mientras que precipita dos átomos de cal. La teoría es la misma que en las sales anteriores.

Usos, aplicaciones.—Se usa este hypoclórito, como igualmente los anteriores, para blanquear varias telas, y el papel; para desinfectar los anfiteatros anatómicos, lugares comunes, pescaderías, fábricas de cuerdas de guitarra, etc.

El Sr. Millon opina que estas sales son unos sobre-óxidos, en los cuales un átomo de oxígeno es reemplazado por otro doble de cloro. Ex: $\text{K O Cl}_2 \text{ O} = \text{KO}_2 \text{ Cl}_2$; pero tal esplicacion no está de acuerdo con la esperiencia, que nos demuestra como poniendo en contacto deutóxido de mercurio sobre el cloro gaseoso, pierde este último su color en muy poco tiempo, y se trasforma en un gas compuesto de dos volúmenes de cloro y uno de oxígeno, soluble en agua, que disfruta propiedades decolorantes, y puede ademas unirse con las bases.

§. XI. Aplicaciones principales.

VIDRIO.—El vidrio es uno de los descubrimientos mas importantes para el hombre, no solo por sus numerosos y útiles usos, si por los progresos inmensos que con su auxilio han hecho las ciencias mas sublimes. Con efecto; la astronomía, física, química, é historia natural, no se hubieran elevado á tan alto rango sin el cuerpo de que vamos á ocuparnos.

Bosquejo histórico.—Los Fenicios conocieron el

cristal antes que los demás pueblos , conservando por largo tiempo el monopolio de su elaboracion. De las fábricas de Sidon y Alejandría han salido, segun Plinio y Strabon , las obras mas perfectas. Los romanos emplearon el vidrio en un gran número de obras. Sin embargo , era tan estimado en tiempo de Neron , que se cuenta como una taza de cristal que quebró este príncipe le costó 6000 sextercios.

Parece cierto que los romanos no empleaban el vidrio para resguardar sus casas , pues se servian en su lugar de láminas de alabastro trasparente. Segun las obras de S. Gerónimo , parece date el empleo del vidrio para aquel uso desde el siglo III, hallándose ya bastante generalizado en el VI. Hacia el VII enseñaron los franceses á los ingleses el arte de elaborar vidrios y cristales. Copiaremos aquí algunos detalles históricos , que parecen auténticos. Los primeros edificios adornados de cristales , que encajaron en las ranuras de la madera prendida con yeso , fueron las iglesias de Brionde y Tours , á fines del siglo VI, y la Basílica de Sta. Sofía en Constantinopla por 1627. En tiempo de las Cruzadas se generalizó bastante en Europa tal industria. Venecia la monopolizó por espacio de mucho tiempo. Parece fue Colbert quien introdujo en Francia tan útil é interesante ramo , sobre el cual han escrito Agrícola , Neri , Merrat , Kunkel , Poot , Hachard , Bosc d' Antic , Allut , y Loysel.

Llámase vidrio á un sobresilicato alcalino fundido y mezclado con una mayor ó menor cantidad de silicatos térreos y metálicos. La composicion

de las diferentes especies de vidrios es como sigue:
 — 1° *Vidrio soluble*. Silicato simple de potasa ó de sosa, ó bien una mezcla de entrambos — 2° *Vidrio de Bohemia, crown glas*. Silicato de potasa ó de sosa, y de cal. El vidrio para vidrieras tiene la misma composicion, solo si que las proporciones varian. — 3° *Vidrio de botellas*. Silicato de potasa ó sosa, de cal, alumina, y hierro — 4° *Cristal ordinario*. Silicato de potasa y de plomo. — 5° *Flint-glass*. Silicato de potasa y de plomo mas abundante en este metal que el anterior. — *Extras*. Silicato de potasa y de plomo, aun mas abundante que el precedente. — 7° *Esmalte*. Silicato, estannato, ó antimoniato de potasa, sosa, y plomo.

VIDRIO SOLUBLE. — Se le obtiene fundiendo 10 partes de carbonato potásico, 15 de cuarzo, y 1 de carbon en un crisol de arcilla refractario, á un calor sostenido por espacio de seis horas. Este vidrio se disuelve muy bien en el agua hirviendo. Fusch ha demostrado como una disolucion de vidrio soluble hace la madera y pinturas empleadas en el adorno de las casas difíciles de inflamarse, é incapaces de propagar el fuego. Todo el material del teatro de Munich le han cubierto de una capa de este vidrio.

Las recetas para fabricar las diferentes especies de vidrios indicadas por Berzelius son como sigue:

VIDRIO BLANCO DE VIDRIERAS. — Se hace con 60 partes de arena, 30 de potasa pura, 15 de nitro, 1 de borax, y 1 á 1 1/2 de arsénico blanco; ó

con 100 partes de arena , 50 á 65 de potasa , 6 á 12 de cal apagada , y 10 á 100 de los pedazos que restan al trabajar el vidrio.

CRISTAL.—Se compone de 120 partes de arena silicica , ó de feldespato , 46 de potasa , 7 de nitro , 6 de arsénico blanco , $\frac{1}{8}$ de manganeso ; ó 100 partes de arena , otras tantas de sosa de Alicante , igual cantidad de pedazos de vidrio , y $\frac{1}{2}$ de manganeso.

FLINT-GLAS.—Se le obtiene fundiendo juntas 120 partes de arena blanca , 35 de potasa , 40 de minio , 13 de nitro , 6 de arsénico blanco , y $\frac{1}{2}$ de manganeso ; ó 100 de arena , 80 á 85 de minio ; 35 á 40 de potasa pura , 2 á 3 de nitro , y 0,06 de manganeso.

VIDRIO DE ESPEJOS.—Se prepara con 60 partes de arena , 25 de potasa , 15 de nitro , 7 de borax , y $\frac{1}{8}$ de manganeso ; ó 100 de arena , 45 á 48 de sosa pura , 12 de cal apagada , y 100 de sal de Glaubero. Por lo demas , las recetas dadas para fabricar este vidrio se diferencian bastante unas de otras.

VIDRIO VERDE Ó DE BOTELLAS.—Se compone de 2 partes de ceniza , 1 de arena , y un poco de sal marina ; ó de 100 de arena , 200 de sosa de Varch , 50 de ceniza , y 100 de pedazos de otras botellas.

VIDRIO VERDE PARA VIDRIERAS.—Se toman 60 partes de arena , 25 de potasa , 10 de sal marina , 5 de nitro , 2 de arsénico blanco , y $\frac{1}{4}$ de manganeso.

Se utiliza con ventaja para fabricar el vidrio verde la ceniza de madera , pero lavada , cuyo alca-

li mas puro se emplea para el vidrio blanco. Esta ceniza colada contiene silicato potásico (combinado con el cálcico ó alumínico), que se convierte en vidrio verde, mediante la adición de arena.

En estos últimos tiempos se ha reemplazado con suceso el carbonato sódico por el sulfato, cuyo ácido es desalojado por el silicico, mediante un fuego prolongado.

Todos estos materiales se reducen á polvo fino, y se mezclan del modo mas íntimo; despues se calcinan hasta tanto se forme de todo una masa, que se funde en seguida en grandes crisoles colocados en medio de un horno particular; y cuando se observe que el vidrio está perfectamente fundido, y sin burbujas, se le espuma para quitarle las moléculas salinas estrañas, á que se da el nombre de *hiel de vidrio*, que nadan en la superficie; despues se le trabaja. Si cuando el vidrio está todavía blando, se le alarga rápidamente, se obtienen hilos huecos de una tenuidad tan grande, que se les confunde con la seda. Con ellos se pueden elaborar hermosos vilanos, tegidos, y aun pelucas, cual lo hacian en el siglo último.

VIDRIOS DE OPTICA. — Faraday ha publicado un bello trabajo sobre el vidrio de óptica, enumerando muy bien las dificultades que se ofrecen para obtenerle perfecto.

El que ha trabajado él principalmente, y que disfrutando toda la fuerza de dispersion necesaria para hacerle reemplazar el flint-glass, presenta asimismo una facilidad que pudiera permitir la mezcla íntima, era un borato de plomo silicatado, que consiste en simples porciones de silice, ácido

bórico, y óxido de plomo. Las materias se purifican primero de un modo particular, despues se mezclan, funden, y convierten en vidrio sucio, que se afina en seguida, y cuece en una cubeta de platina. Para que el vidrio sea bueno, es necesario reuna dos condiciones de la mayor importancia, á saber: que no presente estrias y ofrezca una composicion regular; y la otra que no tenga burbujas. Lo primero se consigue agitando y mezclando bien las sustancias, pues por la quietud ó reposo, el vidrio fundido se separa en capas de diferentes densidades, y con estrias cuando están mezcladas; la segunda condicion se obtiene por la quietud; de manera que los medios necesarios para reunir estas condiciones, son diametralmente opuestos. Despues de remover ó menearle muy bien con un instrumento de platina, con el objeto de separar rápidamente las burbujas, se imaginó el ingenioso medio de verter en el vidrio fundido platina esponjosa pulverizada, que al precipitarse facilita de un modo singular la eliminacion de aquellas.

Antes de aplicar el vidrio á los usos químicos, es menester ensayarle. La mejor prueba á que se pueda someter es hacerle hervir en agua regia durante algunas horas, y evaporarle hasta sequedad completa, despues de la cual se lava el vidrio y se le enjuga; y si luego no presenta manchas algunas, se le puede considerar como de buena calidad.

PINTURA SOBRE VIDRIO.—En Francia fue donde se ensayó por primera vez. Algunos de los cristales de la Catedral de Angers y los de la iglesia de San Dionisio pasan por mas antiguos, pues datan del

año 1140 La mayor parte de estas pinturas son dignas de atencion , no solo por la sencillez del dibujo , finura , y brillo de las vestiduras , si tambien por su bello estilo. En el siglo XIII se elevaron en Francia monumentos notabilísimos, en cuya primera línea deberemos colocar los de nuestra Señora de Paris , como asimismo las admirables vidrieras de la iglesia llamada Saint-Chapelle, construida por San Luis con la mayor magnificencia para depositar allí los restos de los instrumentos que sirvieron en la pasion de nuestro Señor Jesucristo. Mas hasta el siglo XVI no llegó la pintura sobre el vidrio á su mayor perfeccion , si bien luego decayó tan bello arte. Las vidrieras de San Eustaquio y de San Mery fueron á principios del siglo XVII la última espresion de este arte monumental, descuidado de tal modo , que llegó á creerse en Francia se habia perdido el secreto. Esta opinion carece de fundamento , si bien es cierto que el mejor de los colores , el rojo púrpura desapareció completamente , y que esta circunstancia produjo el abandono de tal arte. Este hermoso color le ha vuelto á encontrar el director de las fábricas de cristal de Choisy , el Sr. Bontemps.

El Sr. Vigné , uno de los restauradores de la pintura monumental sobre el vidrio , ha dado algunas recetas de los principales colores empleados al efecto , y son como sigue.

Fundente general propio para la pintura monumental.—Litargirio , ó minio 3 partes ; arena , ó guijarros 1; borax $\frac{1}{12}$, $\frac{1}{6}$, ó $\frac{1}{2}$, segun el cristal.

Color de ocre.—Sub-sulfato de hierro 1; fundente 5 , óxido de zinc 1.

Ocre oscuro.—Sub-sulfato de hierro ligeramente calcinado 4; óxido de zinc 1, fundente $4\frac{1}{2}$.

Color rojo de carne.—Peróxido de hierro rojo obtenido por la calcinacion del sulfato 1; fundente 2.

Rojo de sangre.—Peróxido de hierro obtenido por la calcinacion del sub-sulfato de dicha sustancia 1; fundente 3.

Rojo violado.—Óxido de hierro de color de carne, pero mas calcinado 1; fundente 3. Se pueden variar todos estos rojos, cambiando el grado de oxidacion del hierro, y la dosis de fundente.

Rojo púrpura.—Protóxido de cobre 1; fundente 4.

Moreno claro.—Sub-sulfato de hierro calcinado 1; óxido de cobalto negro $\frac{1}{50}$ poco mas ó menos; fundente 5.

Moreno oscuro.—Óxido de hierro por medio del amoníaco 1; óxido de zinc 4; fundente 4.

Moreno negro.—Óxido de hierro por el amoníaco 1; óxido de cobalto $1\frac{1}{5}$; fundente 4.

Gris claro.—Fundente 4; sub-sulfato de hierro $1\frac{1}{2}$; óxido de zinc por la via húmeda 1, óxido de cobalto negro $1\frac{1}{5}$. Se menea esta mezcla.

Gris oscuro.—Fundente $3\frac{1}{2}$; óxido de hierro por el amoníaco 1; óxido de zinc por la via húmeda 1; óxido de cobalto negro $\frac{1}{5}$. Se menea ligeramente la mezcla.

El gris azulado se obtiene mezclando en el azul cobalto preparado del modo siguiente: fundente 5; óxido de zinc por la via húmeda 2; óxido de cobalto 1. Se funde y cuele este azul.

que no experimentan endurecimiento pronunciado, sometidas á la influencia de aquel líquido. Las cales aéreas se subdividen en dos géneros: 1º cales grasas, y 2º cales sueltas, ó ligeras; las primeras son casi puras; las segundas contienen mucha magnesia.

CALES GRASAS.—Se componen generalmente segun Berthier de 85 á 97 por 100 de cal; 1 á 9 de magnesia, y de 2 á 7 de alumina.

CALES SUELTAS, ligeras, ó de poca miga.—Constan de 60 á 78 por 100 de cal, y de 20 á 26 por 100 de magnesia.

CALES HYDRAULICAS.—Las mejores de ellas contienen de 70 á 85 por 100 de cal, 22 á 30 de arcilla, y algunos vestigios de magnesia y óxido de hierro.

Segun los experimentos del referido Sr. Berthier, parece cierto como las cales que contienen sílice y alumina, y las que constan de sílice y magnesia, adquieren mayor dureza que los silicatos de cal puros; y que los óxidos de hierro y magnesia no contribuyen en nada á la consolidacion de la cal.

CIMIENTO ROMANO.—Dase este nombre á una especie de cal hidráulica, que tiene la propiedad de solidificarse muy pronto al contacto del aire, ó en medio del agua, despues de hecha una pasta de alguna consistencia.

El agua le da mas solidez, y adquiere por su contacto una dureza notable.

Tales propiedades hacen este cimiento infinitamente precioso para todas las construcciones hidráulicas, y para edificar las paredes espuestas á

infiltraciones , hacer vasos de piedra artificial, etc. En Inglaterra se usa mucho , y en Francia se la comienza á aprovechar tambien , y se estenderá seguramente mucho mas , luego que se comprueben todas sus ventajas.

La piedra de cimiento de los ingleses es una caliza arcillosa muy fina , cuya densidad llega á 2,59: compónese de 65,7 de carbonato de cal ; 0,5 carbonato de magnesia ; 6,0 carbonato de hierro ; 1,6 carbonato de magnesia ; 18,0 de silice ; 6,6 alumina ; 0 óxido de hierro , y 1,2 de agua.

Lacordaire ha descubierto en Pouylly una piedra calcárea , con la cual se fabrica un cimiento de muy buena cualidad ; pero el hallazgo mas importante con respecto á este particular se debe á Gabriel de Avallon , quien encontró en Vassy un carbonato calcáreo para *cimiento romano* , que da un producto muy notable , por la rapidez con que se solidifica , por su fortaleza y bello matiz gris.

Para terminar estos cortos apuntes sobre las cales y cimientos , vamos á trasladar en términos facultativos algunas nociones de las emitidas por Vicat en sus notables investigaciones sobre las piedras para cimientos y cales hidráulicas insertas en los anales de química y física del mes de agosto de 1841.

1º Se encuentran en los límites que separan las cales hidráulicas de los cimientos unas especies de cales , que contienen por término medio 53 por 100 de arcilla , y que rebeldes á los procedimientos ó métodos ordinarios de estincion , parece quieran ser tratadas como cimientos , y comienzan del mismo modo ; mas sin embargo , ceden al cabo de

cierto tiempo, obedeciendo á una estincion lenta, cuyo efecto es neutralizar en gran parte las propiedades hidráulicas de la combinacion.

Semejantes cales son perjudiciales en extremo, y debe por lo tanto proscribirse su uso.

2° La exacta imitacion de las cales hidráulicas y eminentemente hidráulicas, por medio de mezclas de cales grasas apagadas y de cimientos, es imposible; pues tales mezclas descenden luego al rango de cales hidráulicas flojas, si en su manipulacion se emplea mas tiempo del necesario para que los mismos cimientos prendan. Ahora bien; quedando estos bastante sólidos en algunos minutos, es imposible en la práctica dejar de pasar mucho mas tiempo.

3° Toda sustancia arcillo-calcárea, capaz de formar un cimiento por una coccion completa, le forma bien por otra incompleta, con tal que la relacion de la arcilla con respecto á la parte de la cal supuesta libre en la porcion que no haya podido eliminar el ácido carbónico sea sobre 273 por 100; ó en otros términos, con tal que no haya menos de 273 partes de arcilla por 100 de cal libre.

Ahora bien; permitiendo esta circunstancia que se solidifiquen bien los cimientos, es evidente que no se debe temer sino la sobre calcinacion, y aun es necesario haya comenzado á escoriarse, para que se destruya toda la fuerza de aquellos.

4° Toda sustancia arcillo calcárea capaz de producir una cal de las que hemos hecho mencion en el número 1°, ú otra hidráulica por medio de una coccion completa, puede por efecto de otra incompleta formar un cimiento, ó al menos un

producto , que tenga todas sus propiedades debidas, con tal que la relacion de la arcilla, con respecto á la cantidad de cal supuesta libre en la parte de carbonato que pueda hallarse crudo, no sea menor de un 64 por 100; pues bajo este número, ó al menos de 62 por 100 no solo aquellos no pueden servir de cimientos, si que es probable descendan al rango de cales menos enérgicas , ofreciendo el grave inconveniente de poder ir estinguiéndose lentamente.

Ahora bien; como no hay medio alguno práctico de discernir á primera vista los cimientos crudos, digámoslo así de los que no lo están , y aun mucho menos de regular la coccion de manera que se elimine uniformemente de los fragmentos calcáreos gruesos y pequeños la cantidad de ácido carbónico deseada : resulta , *que pulverizando los que se hallen crudos, para incorporarles indistintamente con el mortero , como se ha creido hacer en algunas ocasiones , se puede en vez de mejorarle hacer adquirir dotes perjudiciales , convirtiéndole en un verdadero agente de destruccion.*

5° Toda fabricacion de cimientos con carbonatos calcáreos existentes en los límites que separan las cales hidráulicas , segun se ha dicho en el número 1° , ofrece graves obstáculos ; pues apesar de todas cuantas precauciones se tomen , siempre se verá como aquellos que lleguen á solidificarse del todo serán agentes destructores del cimiento, en virtud de no poder ser reconocidas y desechadas por medio de un apartado aquellas que perjudicar pudieren.

6° A todo ensayo directo que tienda á probar

la cualidad de una cal hidráulica, debe preceder un experimento, que pueda por sí solo dar á entender la cantidad de ácido carbónico que dicha cal contenga; porque si este ácido se halla en proporcion bastante notable para constituir numerosos núcleos de bastante consistencia para impedir sirvan á la fabricacion del cimiento, el ensayo demostrará la mala calidad de cal hidráulica, que quizá despues de bien cocida ofrezca toda la fuerza y solidez necesarias.

Es imposible dejar de atribuir á la presencia de las cales indicadas en el número 1º, ó á la mala calidad de las moléculas ó núcleos que sin haber podido eliminar todo su ácido carbónico, entran en la composicion de los morteros, la degradacion de las juntas que se rellenaron, como asimismo la caida y eflorescencia de las cubiertas, los empujes de arcos y bóvedas, y demas accidentes, que no se verifican nunca empleando cales hidráulicas bien francas, apagadas, y limpias de carbonato calcáreo puro, ó de toda otra sustancia que se le parezca.

Los antiguos, cuya esperiencia debe tomarse en consideracion, no se limitaban tan solo á arrojar la parte de carbonato crudo, y demas partículas estrañas; querian aun que la cal destinada á la confeccion de los revestidos, estuviese apagada un año antes; pues habian observado, en las cales fuertes, partículas cuyo aumento se opera con mucha lentitud.

Los cimientos que provienen de partículas crudas se deterioran absolutamente en iguales circunstancias que los ordinarios.

El valor de las cualidades de la cal hidráulica ó del cimientó, que puede suministrar una sustancia caliza determinada, se apreciará mediante la análisis química con mas celeridad y exactitud quizá que por los medios directos; mas para ello deberáse abandonar el método ordinario, que consiste en separar la arcilla del carbonato por medio de un ácido, y atacarle con la potasa, pues entonces se reducirán á sílice gelatinosa las moléculas cuarzosas que no son susceptibles de entrar en combinación; será necesario convertir inmediatamente en cal ó cimientó 99 gramas de la materia reducida con anterioridad á polvo muy fino; asegurarse de que no quede mas ácido carbónico, y disolver el todo en un exceso de ácido clorhídrico; el residuo que quedare íntegro, si le hay, dará la cantidad de sílice ó arcilla no combinada, y que no puede en su consecuencia tener sino una parte muy pequeña en la cualidad hidráulica de la cal ó cimientó. El resto de la análisis se hará como de ordinario.

VIDRIADO, PORCELANAS, GRES, TIERRA DE PIPAS, LADRILLO.—Dáse el nombre de *vidriado* á todo objeto que se prepara con arcillas sometidas luego á la acción del fuego. El Sr. duque de Luynes ha publicado una excelente memoria sobre los vidriados antiguos, que nos servirá de guía en la parte histórica.

El arte de que se trata es sin duda uno de los mas antiguos del mundo; inventado en varias épocas y puntos del globo, era conocido de los pueblos de la Asia ya en tiempos muy remotos. Los griegos le pusieron en práctica mucho mas tarde;

é ignoraron por largo tiempo la construcción del ladrillo para hacer edificios ; conservaban sus líquidos en vasos de madera. Los celtas y germanos le aprendieron seguramente de las colonias griegas ó romanas ; antes de ello bebían en piedras huecas , en conchas , ó cráneos. A pesar de la época reciente que se asigna á la introducción del vidriado en Grecia , adquirió una perfección , que demuestra muy bien la inteligencia de los que le fabricaban. Primero consiguieron darle formas , luego las embellecieron , y por último las dibujaron con barniz , sirviendo de adornos los mas delicados y bellos objetos. Si la porcelana de nuestras fábricas escede por su dureza y propiedad de recibir los colores á los vasos griegos , ciertamente no está tan bien contorneada , ni ofrece tanta gracia en sus adornos.

Los vidriados antiguos se dividen en muchas clases : griegos , etruscos , romanos , y egipcianos. Los tres primeros se refieren casi exactamente á nuestra loza ó vidriado blanco , con la sola diferencia del esmalte , que entre los antiguos no tenía nunca por base ni el óxido de estaño , ni el sulfuro de plomo. Los etruscos les compusieron de tierras negras ahumadas , y los romanos fabricaban vasos de un rojo oscuro bastante análogos á las tierras de Wedgwood , si bien les cocían mucho mas. Los egipcios parece que ponían todo su conato en fabricar ídolos , amuletos , é insectos asquerosos , empleando al efecto una pasta blanca de fractura conchioide , muy semejante á nuestra porcelana ; el esmalte era vítreo , y reluciente , al cual daban de color verde ó azul , mediante el óxido

de cobre. La vagilla de Egipto era de tierra basta, de madera, vidrio, cobre, ú otros metales de mas precio, pero esmaltados ó de color negro.

Inventados que fueron los barnices, se les aplicó al momento á los vasos, pues se palparon muy luego las ventajas de una capa delgada, que precavía toda la penetracion por parte de los líquidos. En un principio se comenzó por cubrir todo el vaso, prefiriendo al efecto el color negro por los motivos que vamos á esponer.

El óxido negro de hierro se presentaba con abundancia y bajo varias formas, ora en los productos volcánicos, ora en otros muchos cuerpos; pero siempre colorado, y muy fusible con los demas minerales. Y él es ciertamente quien debió mezclarse en un principio con los fundentes empleados para formar la cubierta ó el baño; se adoptó, y sus ventajas justifican plenamente tal eleccion. La análisis química del matiz negro de los vasos antiguos confirma esta teoría; y bien sea cierto que los fundentes no se hubieran conocido en efecto, sino por las composiciones que describen Plinio y Vitrubio, el principio colorante del barniz ha podido separarse con facilidad. Los griegos adoptaron el óxido de hierro por su excesiva abundancia, del mismo modo que los egipcios eligieron el de cobre por la escasez de los otros. Los retoques en blanco, rojo, y amarillo mate, se hacen con productos naturales. El blanco es una alumina blanca llamada vulgarmente tierra de pipas; el rojo no es sino el óxido rojo de hierro; el amarillo ocre. Entran pocos ó ningunos fundentes; lo propio sucede con la cubierta blanca

de muchos vasos de Locres , Atica , y Tarquinia. Los azules y verdes se sacan de las sales de cobre.

Se dudó mucho acerca la naturaleza del líquido destinado al baño , ó cubierta. Los vasos al salir de las manos del artífice , estaban tan frescos aun , que cedían á la impresion del dedo. ¿ Seria acaso el agua , la trementina , ó el aceite de que se hacia uso ? Estos dos últimos cuerpos no podían amalgamarse con la humedad de la pasta.

El color se aplica fácilmente y con toda seguridad ; rara vez se descostraba al colarle. Algunas cubiertas son muy tiernas ; las de Etrúria son mas resistentes. Se trazaba con un cuerpo duro , cuyo vestigio colorado desaparecia por la coccion , dejando en su sitio pequeñas líneas , segun las correcciones del artista ; los rasgos negros estaban todos hechos por una especie de tira-líneas ó dí-gase *cestro* ; los fondos y superficies un poco anchas se hacian con el pincel , como asimismo los filetes.

Con respecto á las inscripciones , las hay de dos especies ; las unas sobre el blanco ó fondo natural de color negro y brillante ; las otras blancas ó rojo-mate sobre el barniz negro. Estas últimas son muy comunes , y se aplicaban como los retoques ; solamente que concluido el vaso , no siempre se podia colocar con comodidad para escribir ; era menester á veces trazar las letras al revés , cuya circunstancia puede esplicar muchos errores de las transposiciones y omisiones que en ellos se han notado.

Por último se cocían al descubierta y á una temperatura que variaba , segun las fábricas. La

hermosura del barniz dependia del calórico. Todo cocia junto , tierra y color , cual se practica hoy en nuestras fábricas. De Silicia , Etrúria, y Gran Grecia se sacan los mejores barnices ; los de Brutium , y Lucania son por lo general muy delgados, y fáciles de rayar.

Uno de los efectos mas notables de la coccion era variar el color de los vasos , cuando recibian la influencia del fuego ; en este caso el esmalte pasaba del negro al verde , y de este al rojo ; propiedad bien conocida del óxido de hierro.

No deben siempre confundirse los accidentes de la coccion con los de la hoguera , cuya llama cargada de materias carbonosas ennegrecería los vasos, chamuscándoles de un modo bizarro y semejante á las aguas del mármol , y abrasan ó descostrando las paredes , penetraba á veces hasta el centro , dejando salir la pasta.

Cuando naturalmente , ó por medio de la coccion , se vuelve la tierra muy pálida , se la frotaba ligeramente , y en seco con un ocre rojo oscuro , cuyo color suplía al de la tierra , y acababa de tapar completamente sus poros, ya bastante disminuidos por el pulimento. Casi todos los vasos han experimentado esta operacion final ; el rojo de su interior es diverso del que ofrece la parte quebrada ; se le quita en gran parte con un paño húmedo ; algunos fragmentos descostrados por la accion súbita de la hoguera , conservan todavía contornos de figuras de este color rojo, que ha resistido á la llama en el momento hacia desprender el barniz. Tales eran los procederes mecánicos de los alfareros griegos, segun el estudio minucioso

que se ha hecho, y ensayos practicados con el fin de imitar sus obras.

PREPARACION DE VIDRIADOS Y PORCELANAS.— Distínguense en las alfarerías dos cosas: *la pasta* que forma la parte exterior, y la cubierta, ó baño, que es la porcion lisa y fusible, que viste lo interior.

Divídense los vidriados en muchos grupos, según la composición de las pastas empleadas para fabricarles. Los SS. Brongniar y Dumas han adoptado la siguiente división.

1º *Porcelana blanda.*—Silice, alumina, potasa, sosa, y cal.

2º *Porcelana china.*—Silice, alumina, potasa.

3º *Porcelana del piamonte.*—Silice, alumina, magnesia.

4º *Grés.*—Silice, alumina, y alguna vez baryta, ó cal, ú óxido de hierro.

5º *Loza fina.*—Silice, alumina, y á veces cal.

6º *Loza ordinaria.*—Silice, alumina, óxido de hierro.

7º *Ladrillos y crisoles refractarios.*—Silice, alumina con vestigios de cal, ú óxidos de hierro.

8º *Ladrillos ordinarios, baldosas, tejas, etc.*—Silice, alumina, óxido de hierro, y á veces cal.

Los baños ó cubierta son unas especies de vidrios ó silicatos, en quienes entran como base el óxido de plomo, potasa, óxido de hierro, de cal, fabricados algunas veces con productos naturales, como el feldespató. Parece sean especies de barnices que se ponen sobre los vidriados para ha-

cerles impermeables ; son siempre mas fusibles que la pasta ; el óxido de plomo les hace mas fusibles ; pero en exceso pueden ser dañosos y espuestos á alterarse pronto.

Se comienza por preparar las pastas ; tienen ordinariamente por base una arcilla que se limpia, reduciendo á polvo fino las moléculas groseras ; se añaden á la pasta arcillosa diversas materias , que deben componer aquellas , y se mezcla íntimamente amasándola con los pies, ó máquinas particulares. Se le dan diversas formas á la pasta , preparándola por medio de tornos, ó comprimiéndola en moldes de yeso ; se secan las piezas , y despues se las cuece.

La temperatura á la cual se cuecen los vidriados varía muy mucho ; con efecto , unas veces se eleva hasta el grado de fusion del hierro , cual se verifica con la porcelana dura , que se cuece á 140 pyr. de Wedgewood. En este caso , el vidriado obtenido es fuerte , y duro ; pero vale mucho , y no resiste muy bien á las variaciones bruscas de temperatura ; se acerca mucho al estado del vidrio.

En otras ocasiones apenas se calienta el vidriado , cual sucede con los crisoles , ladrillos , tejas , ollas , pucheros , etc. , en cuyo caso se obtienen productos baratos y capaces de resistir á las variaciones de temperatura ; pero estos productos son igualmente porosos , absorbentes , fáciles de ensuciar , blandos , y atacables por los ácidos ó agentes químicos enérgicos.

Llámanse *recocidos* los vidriados que se preparan de este modo ; y para aplicar el baño ó cubierta , se hace lo siguiente. Cuando la coccion es muy

fuerte, se recurre á un proceder de aplicacion, que consiste en rociar el vaso con el baño en forma de caldo. La coccion del referido baño se verifica á una temperatura igual, ó mas baja que la de la pasta.

PORCELANAS.—Se llaman *porcelanas blandas* los vidriados que tienen una pasta clara, y un baño á base de óxido de plomo. La porcelana de Tournay se obtiene mezclando arcilla, creta, y sosa, cuyo análisis ha hecho Berthier: silice 753, alumina 82, sosa 59, cal 100, agua 6.

Fabrícanse en Inglaterra muchas especies de porcelanas blandas de muy variada composicion. La receta de una de estas pastas es: feldespato alterado 60; arcilla de Deron 40; flint-glas 2; el baño se compone de: 30 de feldespato; 15 silex; 6 de minio; 5 de sosa.

Porcelanas duras ó de China.—La pasta de las porcelanas duras se compone en general de kaolin y feldespato cuarzoso. Estas dos sustancias se suplen en Inglaterra por medio de mezclas artificiales, y en Piamonte por la magnesia; la porcelana contiene en lugar de potasa magnesia.

El baño de la porcelana dura no es mas que roca feldespatica, que sirve de fundente á la pasta.

GRES.—Dáse el nombre de grés á las porcelanas finas de pasta compacta y opaca, tan cocidas, que dan fuego con el eslabon; su dureza las hace bastante compactas, para no necesitar cubierta. Se prepara algunas veces un esmalte con 16 partes de silex, 96 de minio, y 3 de óxido de manganeso.

TIERRA DE PIPAS.—Así se llama una loza fina de pasta blanca y porosa, con baño trasparen-

te. Se compone de una arcilla plastica blanca, y de silex molido; la cubierta tiene por base el óxido de plomo. Cuando este óxido se halla en gran proporcion, aquella es fusible, si bien los vasos se alteran pronto, y no ofrecen garantías de salubridad. Es mejor no poner baño alguno.

LOZAS COMUNES.—La pasta de estas lozas es una mezcla de arcilla, por lo regular ferruginosa, á veces calcárea, y de arena ordinaria. Suele añadirse á la arcilla empleada unas 0,20 de marga. Se les deja á veces reducidas á pasta sin baño, en cuyo caso se les conoce con el nombre *vidriados rojos*.

El baño de los vidriados ordinarios se forma por medio del esmalte blanco, que se prepara oxidando una mezcla de plomo y de estaño que contenga de 6, 14, á 0,25 de este último.

Obtenido este óxido, se le combina con una mezcla de arena blanca y sal de sosa. Se muele el esmalte y aplica por el método conocido.

La pasta de las lozas ordinarias es por lo regular muy fusible; en este caso es menester emplear un baño ó cubierta mas fusible aun, cuya circunstancia hace los productos muy alterables, y de mal uso.

Alcarrazas.—Son unos vasos hechos con una arcilla porosa, mediante la adición de cierta cantidad de arena, y se cuecen muy poco sin ponerle baño. Sirven para refrescar el agua de 4 á 5°; cuyo efecto producen, porque dicho líquido al trasudar por los poros del vaso, ofrece ó presenta al aire una gran superficie de evaporacion.

TEJAS Y BALDOSAS.—Empléase para fabricarlas

toda tierra arcillosa , que no necesite ser infusible.

LADRILLOS.—Como tienen tan diversos usos, se emplean diferentes tierras para hacerles; con la arcilla que ni es calcárea, ni muy ferruginosa, y arena que contiene mucha caliza, se fabrican los llamados *refractarios*, empleados en la construcción de los hornos. Si solo han de aprovechar para edificios, no necesitan sino una ligera coccion, y su pasta puede ser mas ordinaria y fusible. Como ladrillos refractarios pueden emplearse los esquistos á quienes se haya quitado el betun y agua interior, mediante una temperatura gradual conducente.

PINTURA SOBRE PORCELANA, LOZA, Y ESMALTE.—Aplicanse los colores sobre porcelana, loza, vidrio, y esmalte por medio de mezclas fusibles coloradas, que contengan óxidos metálicos, y aplicados despues de reducidos á polvo por medio del pincel sobre los cuerpos que se quieran pintar, sometién- doles luego á la accion del fuego.

Las materias empleadas para esta especie de pintura son:

Para el azul.—El óxido de cobalto.

Rojo.—El protóxido de cobre; el púrpura de Cassius; el protóxido de hierro.

Verde.—El óxido de cromo; el bi-óxido de cobre; una mezcla de óxido de cobalto, ácido antimoniioso, y óxido de plomo.

Amarillo.—El óxido de urano; el cromato de plomo; ciertas combinaciones de plata; y los compuestos de ácido antimoniioso, y óxido de plomo, ó bien de sub-sulfato de hierro.

Violeta.—El protóxido de manganeso; el púr-
pura de Cassius.

Negro.—Una mezcla de los óxidos de hierro,
manganeso y cobalto.

Blanco.—El esmalte ordinario.

BETUN DE CAL.—Dáse este nombre á unas com-
posiciones de diferente naturaleza, destinadas ó á
imitar las piedras naturales, ó á unir las junturas
de las baldosas, ó preservar de la humedad los ter-
rados, y otros objetos de masonería.

BETUNES BITUMINOSOS (*Asfalto Seyssel, Lob-
san, etc.*)—Prepáranse del modo siguiente. En
las dos localidades donde se explota con mas abun-
dancia betun glutinoso, se encuentra á sus inme-
diaciones una caliza impregnada de betun muy á
propósito para la fabricacion de aquel. Se le seca
muy bien, despues de háberle concuasado en pe-
queños fragmentos; y luego de reducido á polvo
bien fino, se le tamiza y deslie á una temperatura
algo elevada, y en la quinta parte poco mas ó me-
nos de su peso de asfalto fundido. Debe añadirse
la caliza por pequeñas porciones, meneándola sin
cesar por medio de una espátula ó barrita de hierro,
á fin de que se mezclen bien, y no se deteriore ni
carbonice ninguna de sus partes por una alta tem-
peratura.

Luego que la pasta preparada de este modo es
bien homogénea, se la saca con una cuchara de
hierro, y se la pone sobre moldes rectangulares,
cuyas paredes deberán haberse untado antes con
una ligera capa de barro, para que no se pegue el
betun.

Se ha intentado reemplazar en la composicion

de este betun , el glutinoso que contiene la humilla ; pero todos los ensayos han sido inútiles , Con efecto ; el buen betun mineral encierra una pequeña porcion de betun elástico , que sirve para dar fuerza y solidez á dicha piedra artificial.

BETUN DE LIMADURA DE HIERRO.—Se prepara mezclando vinagre y limaduras de hierro en cantidad suficiente para hacer una pasta , que se vuelve dura á la larga. Otro betun se puede hacer con la limadura de hierro , mezclando 50 partes de esta con 2 de azufre , 1 de sal amoníaco , y cantidad suficiente de agua.

BETUN DE FONTANEROS.—Se prepara mezclando por medio de la fusion una parte de resina , y dos de cimientó pulverizado.

BETUN HYDROFUGO.—Esta composicion se debe á los Sres. Tenard y Darcet ; consiste en una mezcla de una parte de cera , 3 de aceite de lino con litargirio ; ó 2 partes de resina y 1 de aceite litar-girado. Se introduce esta mezcla fundida, y caliente por supuesto , en los poros de las piedras , ó del yeso donde se quiera pintar. Los cuerpos donde penetra este betun adquieren tal solidez que son del todo impermeables , es decir , que no dan paso á la humedad. Se han hecho varias pruebas , y todas ellas comprueban los buenos resultados de este betun , que solo cuesta un poco mas de tres reales vellon por cada metro cuadrado.

METODO GALVANO-PLASTICO PARA DORAR , PLATEAR , PLATINAR , ETC. LOS METALES.—En la parte física de este curso espusimos el método del Sr. La-Rive para dorar la plata y el laton ; mas despues de impreso aquel li-

bro , se han hecho varios adelantos sobre este particular , de que vamos á dar una idea. Al efecto, he aquí como se espresa el Sr. Dumas en un informe á la Academia de ciencias. Un arte nuevo y de la mayor importancia , pues proporciona disfrutar objetos de lujo por un precio moderado , acaba sino de nacer en Francia , al menos de recibir un desarrollo inesperado. Es el arte de aplicar segun se quiera los metales mas fuertes ó preciosos por capas tan delgadas como las de una pintura , ó de mayor diametro , si se quiere , sobre varios utensilios fabricados con otros metales muy baratos y tenaces.

Así es que los objetos de hierro , y acero , es decir fuertes , duros , ó cortantes , pero capaces de oxidarse al contacto del aire , pueden sin perder ninguna de sus propiedades , adquirir la de quedar inalterables por medio de una ligera capa de oro , platina , ó plata , tan ténue y delgada, que su precio apenas se diferencia del que tienen sin ella.

Los utensilios de cobre , laton , ó estaño , que serian perjudiciales ó desagradables , pueden recibir la misma preparacion en capas mas espesas , y volverse inalterables al aire , inodoros , y de un empleo saludable. Y como quiera que el agente á quien se deben tales efectos disfrute una influencia ilimitada , no será fuera del caso añadir , que no tan solo el oro , plata , y platina pueden aplicarse sobre algunos metales , si tambien el cobre , plomo , zinc , nickel , cobalto , etc. se aprovechan para idénticos objetos.

Este arte , añade el sábio antes citado , desterrará sin duda el método dañoso de dorar por medio del mercurio , proporcionando además á las clases menos acomodadas usar de objetos de plata , y permitiendo aplicar tambien el dorado sobre una porcion de utensilios de uso ordinario; contribuyendo en su vista á reanimar la esplotacion de minas de plata , y utilidades consiguientes á tan útil ramo.

Método que usa para dorar el Sr. Elkington.— «Tómanse 31 gramas 25 centígramos de oro al estado de óxido , 5 hectogramas de cyanuro de potasio , y 4 litros de agua ; se hiérve todo por espacio de media hora , en cuyo caso se halla ya en disposicion de poder servir. Cuando hiérve , dora con mucha facilidad ; pero si está frio , la efectúa con mas lentitud. En entrambos casos se sumergen los dos polos de una pila de corriente constante, suspendiendo el objeto que se ha de dorar al polo negativo , donde se dirige el metal de la disolucion.

«El aparato del Sr. Elkington consiste primero en un vaso cilíndrico de cobre con un hilo largo de este metal , otro vaso tambien cilíndrico pero de tierra porosa , cuyo diámetro sea menor de los dos tercios de aquel , dentro del cual se pone ; colócase entre las paredes de entrambos el elemento zinc de forma cilíndrica y sólida , con un hilo largo de cobre. Dispuesto así , se vierte el baño de oro en el vaso de tierra , y una disolucion de sal marina en el cobre ; se sumergen los dos polos en aquel , como asimismo los objetos que se han de dorar ,

que se sitúan contra el polo negativo, es decir en dirección contraria al tubo largo de cobre que sale del zinc.

Método del Sr. Ruolz.—«Emplea una pila de 40 pares de 16 centímetros de ancha sobre 8 de alta. Arma el polo positivo de un hilo de platina, y el negativo de otro de cobre, que va á parar á la pilita, taza, ó cubeta donde se halla el baño de oro, ú otro. Los objetos que se han de dorar, platear, estañar, etc. se colocan sobre el hilo de cobre; el de platina está á su lado, pero sin tocarles.

«Ruolz ha ensayado tan diversas disoluciones de oro, que le ha sido muy fácil ver cuales son mas baratas y adecuadas, comparándolas con las de Elkington; así es que se ha servido: 1º del cianuro de oro disuelto en el cianuro simple de potasio; 2º del cianuro de oro disuelto en el cyano-ferruro amarillo; 3º del cianuro de oro disuelto en el cyano-ferruro rojo; 4º del cloruro de oro disuelto en los mismos cianuros. 5º Del cloruro doble de oro y potasio disueltos en el cianuro de potasio; 6º del cloruro doble de oro y sodio disuelto en la sosa; 7º del sulfuro de oro disuelto en el sulfuro de potasio neutro.

«Los químicos se admirarán sin duda, añade el Sr. Dumas, al examinar todos estos métodos, de que el último de ellos, el que estriba sobre el uso de los sulfuros, sea el mas á propósito, y que aplicado á dorar los metales como el bronce y laton, cuya susceptibilidad para sulfurarse es muy pronunciada, sea el mejor, y el que en su vista ofrezca el mas hermoso y puro dorado.

Por lo demas, estos métodos salen perfectamente, y sobre todo los tres últimos permiten dorar los

metales usados en el comercio, y aun los que hasta de ahora no se han empleado. Así es que se puede dorar la platina, bien en toda su superficie, ora sobre ciertos puntos, de modo que puedan hacerse dibujos de oro sobre fondo de platina.

«La plata se dora tan fácil y regularmente, y con colores tan puros y hermosos, que es de esperar se dore toda ella en adelante por semejante medio. El diámetro de la capa de oro se puede variar según se quiera, y aun el color mismo. Pueden hacerse sobre un objeto determinado mezclas de mate y pulido. Por último, se doran con la misma facilidad las piezas de gran dimension, las llanas, y de hilos mas delgados.

«Cuanto se ha dicho relativo á la plata, es menester repetir, con respeto al cobre, laton, y bronce. Nada mas cómodo y regular que el dorar los objetos tan variados como se fabrican en el comercio con estos tres metales. El oro unas veces se aplica bajo la forma de hojitas sumamente delgadas, en cuyo caso solo aprovecha para resguardar los objetos de la oxidacion; otras se coloca por capas de mas diámetro, y entonces resiste además al roce y uso. Por un mecanismo mas sencillo, se puede variar el diámetro de la capa de oro, dejándola muy delgada por todos los puntos donde solo se tema la accion del aire, y dándola mayor diámetro en los sitios sometidos al roce. Los plateros sacarán mucha ventaja de estos procederes, si bien la química no quedará sin su parte correspondiente; de modo que podremos con muy poco gasto dorar todos los instrumentos de cobre, que tan pronto se alteran en nuestros laboratorios, y procurarnos

además tubos , capsulas , y crisoles de cobre dorados , que reemplazarán muy bien las vasijas de oro , que en ocasiones se necesitan , y que ningun químico tiene hasta de ahora.

«El plaqué puede tambien dorarse por semejante método , siendo muy fácil convertir ó hacer tomar el aspecto de plata sobre-dorada á los cubiertos hechos de aquel modo , mas generalizados ya , y que no carecen de inconvenientes.

«El acero y hierro se doran muy bien , y con bastante solidez por este método , que con respecto á este punto no tiene relacion alguna con los procedimientos tan imperfectos de dorar sobre dichos metales ; tan solo se necesita comenzar por poner sobre el hierro ó acero una película de cobre. Los cuchillitos de que nos servimos para cortar los postres en nuestras mesas , los instrumentos de laboratorios , los de cirugía , las armas , monturas de ante-ojos , y una porcion de objetos de hierro ó acero podrán recibir esta capa de oro con mayor facilidad y economía. Probada está la satisfaccion con que el comercio ha recibido los varios objetos de esta naturaleza. El uso diario de los cuchillos dorados nos ha demostrado por otra parte como tal aplicacion podia resistir por mucho tiempo , si la capa de oro era de un poco mas diámetro.

«El estaño ha sido bajo este aspecto el objeto de los esperimentos interesantes , practicados por el Sr. Ruolz , quien nos asegura no dorarse muy bien por sí solo ; mas luego que por medio de la pila y una disolucion de cobre se le cubre de una película de dicho metal , se dora con tanta facilidad como la plata. El dorado sobre estaño es tan

hermoso, que podemos asegurar una salida considerable á los objetos preparados [de este modo; si bien debemos añadir, que en razon al alto precio del oro, es difícil poner una capa de este metal sobre cubiertos de estaño, por ex., en cantidad bastante á hacerles duraderos, sin que cuesten mas caros.

Modo de platear los metales. — Continuaremos dando noticia á nuestros lectores del informe antes citado. Todo cuanto acabamos de decir con respecto al oro, debe aplicarse á la plata. Con efecto; el Sr. Ruolz ha conseguido igualmente por medio de la plata disuelta en el cyanuro de potasio aplicarla con la mayor facilidad; puede ponerse sobre el oro, ó platina, tan solo por gusto y adorno. Se aplica perfectamente sobre el laton, bronce y cobre para reemplazar el plaqué. La aplicacion de la plata sobre el cobre y laton se hace con tal facilidad, que se destina á reemplazar los varios métodos de platear, incluso el de la via húmeda, y en muchos casos la fabricacion del mismo plaqué.

«Con efecto; la plata puede aplicarse bajo la forma de películas muy finas, cual se practica para resguardar de la oxidacion varios objetos de quincaja, y en capas mas gruesas, si se quiere resista al roce.

Con respecto al uso químico, hemos probado como una cápsula de laton plateada puede reemplazar otra de plata, hasta el punto de resistir la fusion de la potasa hidratada; prueba que no debe repetirse mucho, pues aquel metal se disuelve en esta última sustancia, de donde resulta que será interesante ver hasta que punto podrá estenderse la

aplicacion de estos nuevos procederes para conservar las balanzas, y otras máquinas de física, preservacion de utensilios empleados en nuestras casas, confiterías, y boticas para preparar alimentos ó medicamentos ácidos. La plata se aplica muy bien sobre el estaño. Suministra asimismo el medio de quitar por poco precio el mal olor á los cubiertos de aquel metal, dándoles al mismo tiempo la apariencia de plata. Sin duda seria una de las circunstancias mas importantes en el asunto que nos ocupa, si en vez del estaño, encontráramos otro metal mas sólido y económico que le sustituyese. Tal parece sea el hierro, y aun el bronce. Si con estos metales se hacen cubiertos, y se les reviste de una capa de plata, se popularizará un objeto ya usado en Inglaterra. Con efecto; fabricáanse en Birmingham cubiertos de hierro plateado, si bien por diferentes métodos mas costosos y menos perfectos. La mayor parte de las familias inglesas les usan de ordinario.

Platinadura.—A primera vista, y en atencion á la analogía que existe entre la platina y oro bajo muchos aspectos, pudiera creerse que el primero de estos metales se aplique con tanta facilidad como el segundo sobre los antes referidos. Sin embargo, se han presentado graves dificultades por espacio de mucho tiempo, por la lentitud con que obedecian á la accion de la pila. Necesario era dar al experimento, por medio de las disoluciones en los cyanuros, una duracion cien ó doscientas veces mayor con respecto á la platina, que para el oro, y plata, á diámetros iguales; pero usando el cloruro doble de platina y de potasio di-

sueltos en la potasa cáustica, se obtiene un líquido con el cual se puede cubrir de platina una superficie cualquiera con la misma facilidad y prontitud que se verifica con el oro ó plata.

No insistiremos sobre las aplicaciones diferentes que la platina podrá recibir con esta nueva dirección. Los químicos hallarán el medio de poseer grandes cápsulas de laton platinadas, que reúnan á su baratura toda la resistencia necesaria á las disoluciones salinas ó ácidas; los armeros aprovecharán igualmente un medio tan seguro de preservar los metales susceptibles de oxidarse ó sulfurarse, y que entren en la fabricacion de las varias armas; los plateros podrán adornar varios objetos; y por último, los relojeros hallarán un escelente medio para cubrir de una capa muy duradera las piezas capaces de alterarse.

Baño de cobre.—El Sr. Ruolz no se ha circunscrito á aplicar estos métodos á solo los metales preciosos; les ha estendido á todos los otros de mas ó menos general uso; así es que ha ensayado cubrir con el baño de cobre, zinc, plomo, cobalto, nickel, etc., varios metales de un uso muy general. El baño de cobre aplicado sobre lámina de hierro ó bronce rebajará considerablemente el precio del chapahó de los navíos, si la esperiencia llega á confirmar las ideas que sobre la fuerza de tal producto podemos formar. Es evidente en todos casos que la lámina de hierro, bronce, ó laton, ya naturales ó mas maleables pueden recibir por el baño de cobre todas las propiedades de dicho metal, por lo que toca al color, pulimento, y resistencia al aire; ademas se puede obtener

muy barato. Se da el baño de cobre del mismo modo que el de plata, por medio del cianuro de cobre disuelto en los cianuros alcalinos, si bien la precipitacion de dicho metal es mas difícil que la de los otros de mas valor. Por lo demás, lo que hemos dicho sobre la platina, demuestra cuan grande debe ser la influencia de la disolucion con respecto á este punto.

Baño de zinc.—El hierro cubierto de zinc adquiere la facultad de resistir á la accion oxidante del aire, ya sea seco ó húmedo, como asimismo á la del agua. Con efecto; el zinc, que es mas oxidable que el hierro, preserva á este metal de la oxidacion, y él mismo no se oxida casi nada, pues tan luego se cubre de una capa de sub-óxido, no se verifica ya en adelante alteracion de ninguna especie. En el mayor número de aplicaciones ensayadas por Ruolz se ha observado como el metal que cubre es negativo con respecto al cubierto. Es utilísimo advertir como toda la garantía que el baño metálico ofrece en caso semejante estriba en su perfecta integridad; pues si se rompe en un punto cualquiera, y penetra el aire húmedo en lo interior del metal cubierto, sucede que la capa protectora, lejos de servir á dicho objeto, será por sí misma suficiente á determinar la oxidacion. El zinc aplicado sobre el hierro le preserva doblemente, en tanto que está intacto como un barniz; pero cuando no, por una accion galvánica. Esta particularidad explica el suceso obtenido con el hierro cubierto de zinc en todas las aplicaciones en que dicho metal y el bronce empleados á la temperatura ordinaria, no necesitaban de toda su tenacidad, y podian

soportar mas gasto. Generalmente el hierro cubierto de zinc no debe usarse para tener agua caliente; la accion galvánica de los dos metales oxida muy pronto el zinc, y el hierro se corroe con una actividad singular.»

Resulta de todo lo espuesto sobre este punto, como el método galvánico puede aplicarse con el mas feliz éxito á los metales económicos que á los de lujo. Tan solo observaremos como una de las condiciones indispensables y generales de buen resultado es que estén bien limpias las superficies sobre que se apliquen. De manera que antes de someterlas á la operacion principal, es necesario experimentar otras dos, preliminares digámoslo así, reducidas á *recocerlas y limpiarlas*. Para recocerlas se las coloca sobre una lámina de hierro, y se las calienta hasta el calor rojo, introduciéndolas despues en una mezcla de agua y ácido sulfúrico; y por último se las limpia por medio de la inmersion en el ácido nítrico á 36° , y luego en una mezcla hecha con dicho fluido á igual grado, olin, y sal marina. Se enjugan las piezas en el agua, y luego se las seca con serrin calentado, quedando de este modo tan limpias, que á primera vista se creería están doradas propiamente.

FIN DEL TOMO PRIMERO

INDICE

DE LAS

MATERIAS CONTENIDAS EN ESTE PRIMER TOMO.



	<u>Pág.</u>
Prólogo del autor.	v

PRIMERA PARTE.

Química Inorgánica.

§. 1. NOCIONES GENERALES.	1
<i>Definicion de la química.</i>	id.
Cuerpos simples y compuestos.	2
De la afinidad química.	id.
Cohesion.	3
De la análisis y síntesis.	7
<i>Enumeracion y clasificacion de los cuerpos simples ; principios en que se funda la</i> NOMENCLATURA QUIMICA.	9
Propiedades generales de los cuerpos.	19
<i>Equivalentes químicos. Teoría atómica.</i>	20
Equivalentes : números proporcionales.	22
Uso de los signos , ó fórmulas químicas.	27
Aire atmosférico.	30
Esperimentos de Lavoisier.	31
Id. de Dumas y Bousingault.	36
Análisis del aire.	37

<i>Oxígeno.</i>	38
Combustion y llama.	40
Soplete.	42
Teoría de la combustion.	43
De la respiracion; calor animal.	45
§. II. DE LOS METALOIDES.	49
Diferencias entre ellos y los metales.	id.
<i>Hydrógeno.</i>	id.
Combinaciones del hydrógeno.	53
<i>Boro.</i>	54
<i>Silicio.</i>	55
<i>Carbono.</i> 55. diamante id; plombagina, an- tracita, y hulla 57; carbones.	59
Combinaciones del carbono.	62
Id. del carbono é hydrógeno.	63
Proto-carburo de hydrógeno.	id.
Bi-carburo de hydrógeno.	65
<i>Fósforo.</i>	68
Combinaciones del fósforo.	72
Combinaciones del fósforo con el hydrógeno.	id.
Proto-fosfuro de hydrógeno.	id.
Sesqui-fosfuro de hydrógeno.	73
<i>Azufre.</i>	76
Combinaciones del azufre.	77
Sulfuro de carbono.	id
Combinaciones del azufre y fósforo.	80
<i>Selenio.</i>	81
<i>Iodo.</i>	id.
Combinaciones del iodo.	83
Ioduro de fósforo.	84
Combinaciones del iodo y azufre.	id.
<i>Bromo.</i>	id.
Combinaciones del bromo.	86

<i>Cloro.</i>	id.
Propiedades y usos del cloro.	88
Combinaciones del cloro.	91
Protocloruro de carbono.	92
Sesqui-cloruro de carbono.	id.
Percloruro de carbono.	id.
Proto-cloruro de fósforo.	93
Deuto-cloruro de fósforo.	id.
Combinaciones del cloro y iodo.	94
Proto-cloruro de iodo.	id.
Percloruro de iodo.	95
<i>Fluor.</i>	id.
<i>Azoe.</i>	id.
Combinaciones del azoe, cyanógeno.	97
Combinaciones del cyanógeno.	99
Azouro de fósforo.	id.
Ioduro de azoe.	100
Cloruro de azoe.	id.
§. III. DE LOS ÓXIDOS Y ACIDOS NO METALICOS.	101
Combinaciones del oxígeno con el hydrógeno.	102
Agua.	id.
Composicion del agua. (Experimentos de Lavoisier.)	103
Descomposicion del agua (Experimentos de Lavoisier.)	105
Recomposicion del agua (Experimentos de Lavoisier.)	107
Propiedades físicas del agua.	110
Propiedades químicas del agua.	111
Análisis de las aguas de París.	114
Preparacion del agua destilada.	id.
Destilacion.	116

Bi-óxido de hidrógeno.	120
Acido bórico.	124
Combinacion del carbono y oxígeno.	125
Oxido de carbono.	id.
Acido carbónico.	126
Acido carbónico líquido y sólido.	129
Acido silícico.	131
Combinaciones del fósforo y oxígeno.	id.
Oxido de fósforo.	id.
Acidos hypo-fosforoso y fosforoso.	132
Acido hypo-fosfórico.	133
Acido fosfórico.	id.
Combinaciones del azufre con el oxígeno.	137
Acido hypo-sulfuroso.	id.
Acido sulfuroso.	138
Propiedades y usos del ácido sulfuroso.	id.
Acido hypo-sulfúrico.	140
Acido sulfúrico.	141
Acido sulfúrico anhydro.	142
Acido sulfúrico hidratado.	143
Usos del ácido sulfúrico.	147
Combinaciones del selenio con el oxígeno.	id.
Acido selénico.	148
Combinaciones del iodo y oxígeno.	id.
Acido iódico.	id.
Acido hyper-iodico.	149
Acido brómico.	150
Combinaciones del cloro y oxígeno.	id.
Acido hypo-cloroso.	id.
Deutoxido de cloro.	152
Acido clórico.	id.
Acido hyperclórico.	153
Combinaciones del azoe y oxígeno.	154

Protóxido de azoe.	id.
Bi-óxido de azoe.	155
Acido azooso.	156
Acido hypo-azootico.	id.
Acido azootico.	158
§. IV. DE LOS HYDRACIDOS.	162
Acido clorhydrico.	163
Sus usos en las artes.	166
Acido fluorhydrico.	id.
Sus usos para grabar sobre el cristal.	167
Acido sulfhydrico.	168
Poly-sulfuro de hydrógeno.	171
Acido iodhydrico.	173
Acido bromhydrico.	174
Acido cyanhydrico (ácido prúsico.)	id.
Propiedades toxicológicas del ácido cyanhydrico.	176
<i>De los ácidos metaloides que no contienen ni hydrógeno ni oxígeno.</i>	177
Acido fluoborico.	id.
Acido fluo-silicico.	178
§. V. DE LOS METALES.	179
Clasificacion de los metales en seis secciones.	id.
Propiedades físicas de los metales.	182
Propiedades químicas de los mismos.	184
Agua régia.	189
<i>Metales de la primera seccion.</i>	190
Potasio.	id.
Su estraccion.	192
Sodio.	id.
Lithio, baryo, stroncio, calcio.	id.
<i>Metales de la 2^a seccion.</i>	id.
<i>Metales de la 3^a seccion.</i>	197

Manganeso.	id.
Hierro.	id.
Fundicion.	198
Especies de fundiciones.	199
Preparacion.	200
Carbuos de hierro.	202
Acero.	204
Propiedades y composicion del acero.	205
Acero damasquino.	id.
Zinc.	210
Sus propiedades y usos.	212 y 212
Cadmio.	213
Estaño.	214
Nickel.	217
Cobalto.	218
<i>Metales de la 4.^a seccion.</i>	219
Arsénico.	id.
Cromo.	220
Molybdeno , tungteno , colombio, vanadio, Titanio , y telurio.	220 y 221
Antimonio.	id.
Urano.	222
Cerio.	id.
Bismuto.	id.
Cobre.	223
Plomo.	226
<i>Metales de la 5.^a seccion.</i>	229
Mercurio.	id.
Osmio , iridio , rhodio y paladio.	231
<i>Metales de la 6.^a seccion.</i>	id.
Plata.	232
Oro.	233
Platina.	234

§. VI. DE LAS LIGAS.	236
Amalgama de estaño.	238
Amalgama de bismuto.	239
Estaño y hierro.	id.
Estaño y antimonio.	id.
Liga de zinc y estaño.	id.
Estaño y plomo.	id.
Cobre estañado.	240
Hoja-lata.	id.
Hierro y zinc.	241
Liga de cobre y nickel.	id.
—De cobre, nickel, y zinc.	id.
Maillechort.	242
Ligas de cobre y estaño.	id.
—De zinc y cobre.	id.
—De antimonio y plomo.	243
—De plata y cobre.	id.
Ensayo sobre las ligas de cobre y plata.	244
Liga de oro y cobre.	246
Plata sobredorada.	id.
Liga fusible en el agua hirviendo.	id.
§. VII. DE LOS OXIDOS METALICOS EN GENERAL.	id.
Clasificación en 6 secciones.—Propiedades.	247
§. VIII. DE LOS OXIDOS METALICOS EN PARTICULAR.	255
<i>Oxidos de la 1.^a seccion.</i>	id.
Protóxido de potasio.	id.
Hydrato del protoxido de potasio.	id.
Sales de potasa.	257
Protóxido de sodio.	id.
Protóxido de baryo.	id.
Sales de baryta.	258
Oxido de estroncio.	259

Protóxido de calcio.	id.
<i>Oxidos de los metales de la 2^a seccion.</i>	261
Oxido de magnesio.	262
Sales de magnesia.	id.
Oxido de aluminio.	id.
Sales de alumina.	263
<i>Oxidos de los metales de la 3^a seccion.</i>	id.
Oxidos de manganeso.	id.
Protóxido y deutóxido.	id.
Peróxido , óxido rojo de manganeso.	264
Acidos mangánico y hypermangánico.	id.
Sales de protóxido de manganeso.	id.
Manganatos y hypermanganatos.	265
Oxido de zinc.	id.
Sales de zinc.	id.
Protóxido de hierro.	id.
Oxido férrico.	266
Sales de hierro.	id.
Sales de protóxido de hierro.	267
Sales férricas.	id.
Oxidos de estaño.	id.
Oxidos de cobalto.	id.
Oxidos de nickel.	id.
<i>Oxidos de los metales de la 4^a seccion.</i>	id.
Combinaciones del arsénico con el oxígeno.	268
Sub-óxido de arsénico.	id.
Acido arsenioso.	id.
Usos.	269
Acido arsénico.	id.
Hydrógeno arseniado.	270
Arseniatos.	id.
Arsénitos.	id.
Historia toxicológica del arsénico	271

Antídotos y contra-venenos.	272
Investigaciones médico-legales sobre el arsénico.	id.
Método de Marsh.—Aparato.	273
Aparato del Dr. Orfila y Chevalier.	279
Idem de Flandin y Danger	282
Conclusiones.	285
Resultados de la Academia de medicina.	292
Combinaciones del cromo con el oxígeno.	293
Oxido crómico, ó protóxido de cromo.	294
Deutóxido de cromo.	id.
Acido crómico.	295
Cromatos	id.
Oxidos de antimonio.	id.
Protóxido de antimonio.	296
Acido antimoniioso.	id.
Acido antimónico.	id.
Sales de protóxido de antimonio.	297
Oxidos de cobre.	id.
Protóxido.	id.
Deutóxido, sobre-óxido.	298
Sales de cobre, ó de protóxido de cobre.	id.
Sales de deutóxido de cobre.	id.
Oxidos de plomo.	299
Sub-óxido, protóxido.	299
Sobre-óxido, minio.	300
Sales de plomo.	id.
<i>Oxidos de los metales de la 5ª seccion.</i>	301
Oxidos de mercurio.	id.
Protóxido, deutóxido.	id.
Sales de mercurio.	id.
<i>Oxidos de los metales de la 6ª seccion.</i>	302
Oxido argéntico.	id.

Oxido argentoso.	id.
Sales de deutóxido de plata.	303
Protóxido y peróxido de oro.	id.
Sales de oro.	304
Amoniaco.	id.
Amoniaco líquido.	306
Usos y aplicaciones.	308
Sales amoniacaes.	id.
§. IX. DE LOS SULFUROS METALICOS.	309
Sulfuros de potasio.	311
Proto-sulfuro.	id.
Sulfhydrato de protosulfuro de potasio.	312
Bi-sulfuro , tri-sulfuro , cuadri-sulfuro , per, ó quinto sulfuro de potasio.	313
Sulfuros de sodio.	314
Hydro-sulfato de amoniaco.	id.
Proto-sulfuro de baryo.	id.
Sulfuros de calcio.	id.
Sulfuros de hierro.	315
Sulfuro de plomo.	id.
Sulfuro de estaño.	id.
Sulfuro de cobre.	id.
Sulfuros de mercurio.	id.
Sulfuro de mercurio.	316
Sulfuro de plata.	id.
Sulfuros de arsénico.	id.
Sulfido hyparsenioso (rejalgar.)	id.
Sulfido arsenioso (oropimen.)	317
Sulfuros de antimonio.	id.
Kermes , y azufre dorado de antimonio.	318
§. X. DE LAS SALES.	320
Definicion.	id.
Neutralidad de las sales.	322

Qué debe entenderse por sal neutra , ácida, y alcalina.	id.
Clasificación de las sales.	323
Propiedades físicas de las sales.	id.
Composición.	324
Propiedades químicas de las sales ; acción del calórico.	326
Acción de una corriente voltaica sobre las sales.	327
Acción del agua.	id.
Mezclas frigoríficas.	328 y 329
Acción del oxígeno sobre las sales.	id.
Acción de los metales.	330
Arbol de Saturno.	331
Arbol de Diana.	332
Acción de los óxidos y ácidos sobre las sales.	333
Acción de las sales unas sobre otras.	334
Usos y aplicaciones.	336
§. XI. DE LAS SALES MAS GENERALMENTE EM- PLEADAS.	id.
Cloruros.	id.
Cloruros de sodio.	338
Usos y aplicaciones.	340
Agua del mar.	344
Cloruro de baryo.	345
Cloruro de calcio.	346
Cloruros de estaño.	id.
Usos y aplicaciones.	347
Protocloruro de antimonio.	id.
Usos , aplicaciones.	348
Cloruros de mercurio ; protocloruro.	id.
Usos y aplicaciones.	349
Bi-cloruro de mercurio.	id.

Usos , aplicaciones.	350
Proto-cloruro de oro.	351
Tricloruro de oro.	id.
Clorhydrato de tri-cloruro de oro	352
Proto-cloruro de platina.	id.
Bi-cloruro de platina.	id.
Cloruro de cobalto.	id.
Clorhydrato de amoníaco.	353
Usos y aplicaciones.	354
<i>Ioduros.</i>	id.
Ioduro de potasio.	355
Proto-ioduro de mercurio.	id.
Deuto-ioduro de mercurio.	id.
<i>Carbonatos.</i>	id.
Carbonato-de potasa.	356
Potasa del comercio.	357
Usos y aplicaciones.	id.
Carbonato de sosa.	id.
Bi-carbonato de sosa y potasa.	358
Sosas del comercio.	id.
Usos , aplicaciones.	360
Carbonatos de cal.	id.
Sesqui-carbonato de amoníaco.	361
<i>Sulfatos.</i>	362
Sulfato de potasa.	363
Sulfato de sosa.	364
Usos y aplicaciones.	id.
Sulfato de cal.	365
Usos y aplicaciones.	366
Sulfato de magnesia.	367
Sulfato de alumina , y de potasa , ó de amo- níaco.	id.
Usos y aplicaciones.	369

Sulfato de protóxido de hierro.	370
Usos y aplicaciones.	371
Sulfato de sesqui-óxido de hierro.	id.
Sulfato de bi-óxido de cobre.	id.
Usos y aplicaciones.	372
<i>Fosfatos.</i>	373
Fosfato de sosa.	375
Fosfato de cal.	id.
Fosfato neutro.	id.
Fosfato básico de los huesos.	376
Bi-fosfato.	id.
Fosfato de amoníaco.	id.
Uso del fosfato de amoníaco para hacer incom- bustibles los tegidos mas inflamables.	377
<i>Azoatos.</i>	id.
Azoato de potasa.	378
Usos y aplicaciones.	380
Pólvora.	id.
Azoato de plata.	383
Azoato de bismuto.	384
<i>Cloratos.</i>	id.
Clorato de potasa.	385
Usos y aplicaciones.	id.
Pólvoras fulminantes.	386
Mercurio fulminante de Howard.	387
Fulminante de plata.	id.
<i>Hypocloritos.</i>	388
Hypoclorito de sosa, potasa, y cal.	389
Usos y aplicaciones.	390
§. XIII. APLICACIONES PRINCIPALES.	id.
Vidrio.	id.
Vidrio soluble.	392
Vidrio blanco de vidrieras.	id.

Cristal , 393 ; Flint-glas. id.; vidrio de espejos. id. ; de botellas id.; para vidrieras.	
Vidrios de óptica.	394
Pintura sobre vidrio.	395
Receta de los principales colores empleados al efecto.	396 y 97
Piedras preciosas artificiales.	398
<i>Fabricacion de cales y cimiento romano.</i>	399
Cales flojas , grasas , hidráulicas.	400
Cimiento romano.	id.
Conclusiones de Vicat sobre el cimiento y cales hidráulicas.	401, 402, y 403
<i>Vidriado , porcelanas , grés , ladrillos.</i>	405
Preparacion de vidriados y porcelanas.	410
Grés , y tierra de pipas.	412
Lozas comunes.	413
Tejas y baldosas.	id.
Ladrillos.	414
Pintura sobre porcelana , loza , y esmalte.	id.
Betun de cal.	415
Idem bituminoso.	id.
Idem de limaduras de hierro.	416
Idem de fontaneros.	id.
Idem hydrófugos.	id.
<i>Método galvano-plastico para dorar , platear , platinar , etc. , los metales.</i>	id.
Método de Elkington.	418
Idem de Ruolz.	419
Modo de platear los metales.	422
Idem para platinarles.	423
Baño de cobre.	424
Idem de zinc.	425



