

R-27019

QUIMICA.

COMPENDIO DE ESTA CIENCIA

Y DE SUS

APLICACIONES A LAS ARTES,

POR MR. DESMAREST,

ANTIGUO DISCIPULO DE LA ESCUELA POLITÉCNICA:

Traducido del frances al castellano de orden de S. M., para servir de texto á los Alumnos del Real Conservatorio de artes, y arreglado á los conocimientos actuales en la ciencia,



DON JOSÉ LUIS CASASECA,

Profesor de Química aplicada á las artes en este Establecimiento. Licenciado en ciencias de la Facultad de París, Ensayador del comercio de Francia, individuo corresponsal de la Sociedad de Farmacia, de la de Química médica, y de la Lineana de París, de la de Fomento para la industria francesa, y de la de Historia Natural de Mompeller.

TOMO I.

MADRID: Imprenta de D. LEON AMARITA.

1828.

Se hallará en la Librería de Cuesta, frente á San Felipe el Real.

44-186

B
7
525

Biblioteca Universitaria	
GRANADA	
Sala	B
Estante	13
Tabla	
Número	265

R-27019

QUIMICA.

COMPENDIO DE ESTA CIENCIA

Y DE SUS

APLICACIONES A LAS ARTES,

POR MR. DESMAREST,

ANTIGUO DISCÍPULO DE LA ESCUELA POLITÉCNICA:

Traducido del frances al castellano de orden de S. M., para servir de texto á los Alumnos del Real Conservatorio de artes, y arreglado á los conocimientos actuales en la ciencia,

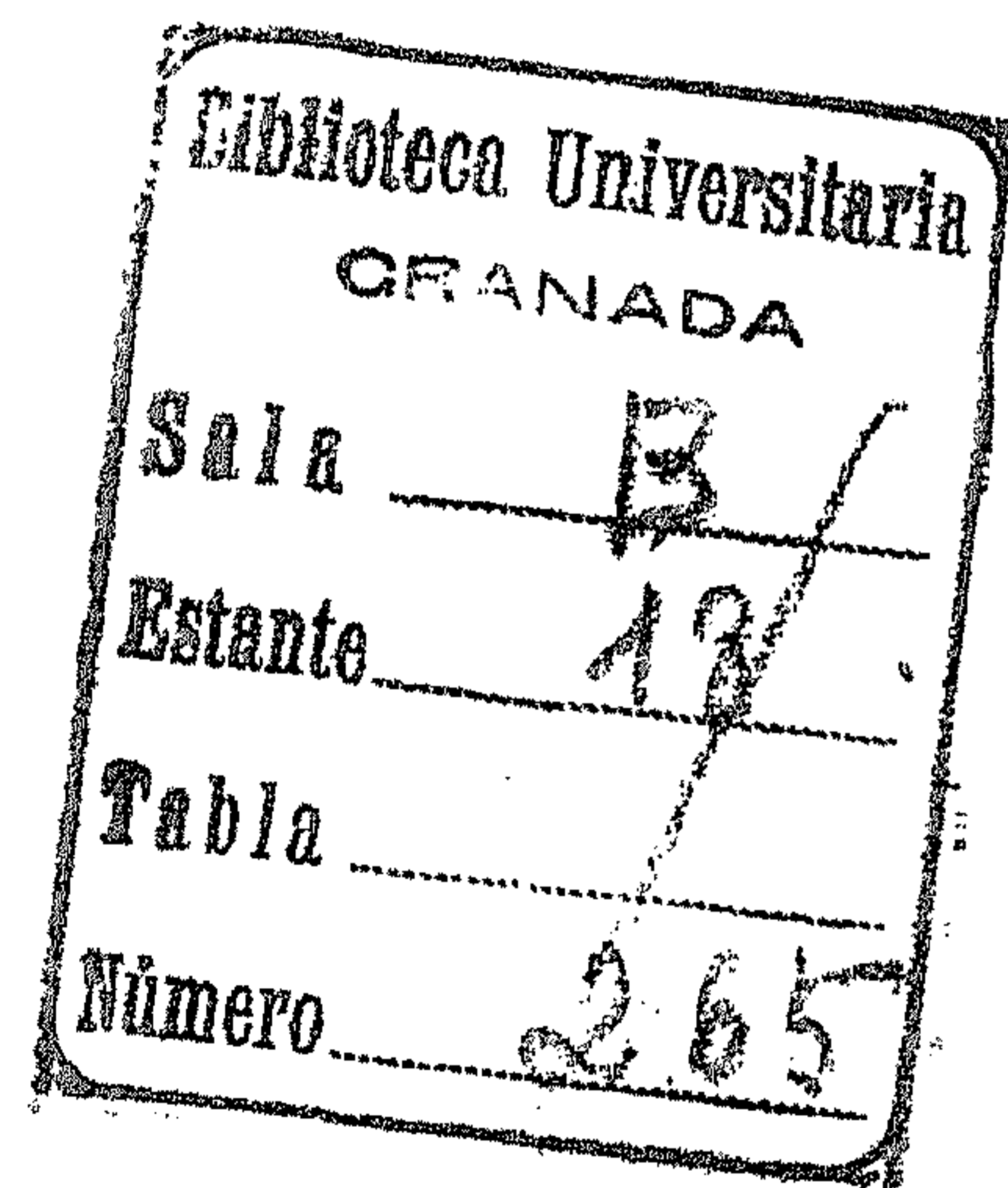
POR DON JOSÉ LUIS CASASECA,
Profesor de Química aplicada á las artes en este Establecimiento, Licenciado en ciencias de la Facultad de París, Ensayador del comercio de Francia, individuo corresponsal de la Sociedad de Farmacia, de la de Química médica, y de la Lineana de París, de la de Fomento para la industria francesa, y de la de Historia natural de Mompeller.

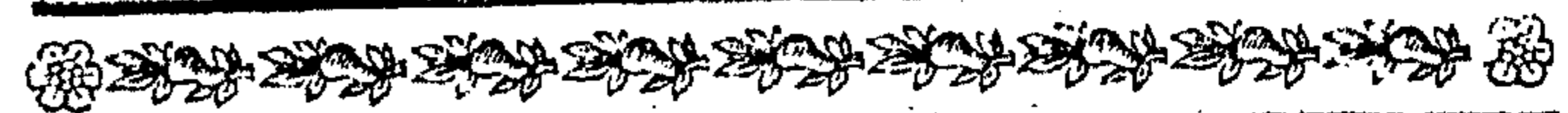
TOMO I.

MADRID: Imprenta de D. LEON AMARITA.

1828.

Se hallará en la librería de Cuesta, frente á San Felipe el Real.





PRÓLOGO DEL TRADUCTOR.

Hasta ahora no existe una obra buena de química aplicada á las artes; y aunque existiese sería una obra muy extensa si abrazara todas las aplicaciones de la ciencia, tendría el inconveniente de ser muy costosa, y por consiguiente de no estar al alcance de los artistas y artesanos.

A mas de esto, un curso de química aplicada á las artes en Madrid, debe ser diferente del que se hiciera en París, porque es preciso atender á los recursos y á las mayores necesidades del reino; y tal arte cuyo conocimiento debe ser muy útil en la segunda de estas dos capitales, no tendrá acaso la menor importancia en la primera. Asi pues el mejor libro para la enseñanza que está á mi cargo, sería un compendio

breve de la ciencia, escrito con claridad, y despojado de toda la parte puramente histórica, así como de todos aquellos cuerpos que solo son curiosos: que manifestase los pormenores mas interesantes de las aplicaciones, tratando brevemente de las que presenten menos ventaja en España, y estendiéndose circunstanciadamente sobre aquellas que sean de una utilidad conocida, ya para crear nuevos ramos de industria, ya para perfeccionar los que esten establecidos. Este tratado debería contener igualmente datos comparativos sobre nuestras fábricas y las extranjeras, para convencerse fácilmente de la inferioridad ó superioridad de unas sobre otras. Esta obra seria utilísima no solo para los alumnos, sino tambien para los fabricantes; pero solo se conseguirá escribirla con acierto despues de haber profesado algunos años, y haber notado las ventajas de tal ó cual método de enseñanza; y despues de haber recorrido

nuestras fábricas con la recomendacion y proteccion necesaria, para enterarse con exactitud de las prácticas puestas en uso. Este es el objeto que me propongo conseguir, y haré por mi parte todos mis esfuerzos para lograrle; pero mientras tanto es preciso que los alumnos tengan un texto para las lecciones, y me he decidido á traducir el *Compendio de química y de sus aplicaciones á las artes, de Desmarest.*

Esta obrita no sirve para llegar á ser un químico profundo, ni para conocer los pormenores de las artes químicas; mas la considero como un *programa extenso* de las lecciones que debo dar. La parte elemental está bastante bien tratada, pues creo que deberá dársele poca mas extension, siendo un curso no de *química general*, sino de *química aplicada*. En las aplicaciones es adonde trataré de suplir lo que falta, dando muchos mas pormenores sobre varias artes que el autor no hace mas que indicar; aunque se

ve claramente en su prefacio, que su objeto ha sido popularizar la ciencia, por decirlo así, esparciendo los conocimientos químicos entre los artistas, y que solo ha tratado las mas veces de señalar las aplicaciones, pero no de enseñarlas. El plan de la obra es nuevo, y el orden sintético que ha adoptado el autor me parece muy bueno, porque reúne los hechos principales en un mismo cuadro, y hace que resalten mucho mas y que puedan fijarse mas fácilmente en la memoria.

Este compendio encierra muchas cosas en pocas palabras; pero si se examina detenidamente se hallarán párrafos enteros extractados del Diccionario de química escrito en inglés por el doctor Ure, aunque es preciso confesar que no es una compilacion servil y que la eleccion está hecha con acierto. Sin embargo, he advertido varias inexactitudes, y aun diré mas, algunos errores; pero como sé que las correcciones por notas presentan graves inconvenien-

tes, he preferido corregir el texto y presentar todas las emiendas entre comillas, refiriendo las mas notables bajo el título de *Correcciones hechas por el Traductor en el tratado de química mineral*, en un artículo aparte que se halla á continuacion de este prólogo, y lo mismo haré con la química vegetal y animal. Por fin, haré observar á mis lectores que los artículos *bromo*, *silicio* y *zirconio* estan escritos por mí, y no existen en el original. Tambien he refundido casi enteramente el artículo fluoro, á lo menos en lo relativo á la nueva hipótesis, segun la cual se considera el ácido llamado fluórico como compuesto de hidrógeno y fluoro. Y por fin, he puesto algunas cuantas notas que van señaladas con un asterisco, únicamente con el objeto de aclarar algunos puntos de este compendio.

No dudo que mi traduccion valga mas que el original, pues contiene todo lo bueno de este y muchas menos faltas; por cuyo motivo la juz-

go muy útil, y aun indispensable para los alumnos que sigan las lecciones que debo dar en el Conservatorio. Creo tambien que no dejarán de sacar partido de ella los artistas y fabricantes.

De las Correcciones más notables, hechas por el Traductor en el tratado de química mineral.

En la pág. 71 del original dice el autor que el agua se compone de 88,29 de oxígeno, y de 11,71 de hidrógeno en peso. En la traduccion he puesto 88,90, y 11,10 de hidrógeno: la composicion que indica el autor era efectivamente la que estaba adoptada cuatro años hace; mas despues se ha hecho ver que al preparar el gas hidrógeno se formaba siempre una corta cantidad de aceite, la cual aumentaba su densidad, y que para conseguirle puro era preciso hacerle pasar por una disolucion de potasa cáustica, siendo entonces mas ligero, por cuyo motivo varia el peso del volumen de este gas que entra en la composicion del agua.

Pág. 82 del original no indica la liquidacion del ácido carbónico, propiedad muy importante de este gas.

Pág. 89 dice, que tratando los huesos con el ácido sulfúrico se forma un precipitado de sulfato de cal, y que el líquido es *ácido fosfórico*, siendo bien conocido que el ácido sulfúrico solo se apodera de una parte de la cal, y que el líquido es un verdadero *fosfato ácido*: tambien dice á continuacion que debe evaporarse hasta consistencia de jarabe, y mezclarse con $\frac{1}{16}$ de carbon. Sin embargo es preciso mezclarle con *una cuarta parte* de carbon, y hecho esto, evaporarle *hasta sequedad* en una caldera de fundicion, sin lo cual podrian resultar graves inconvenientes.

Pág. 92 no habla de la liquidacion del ácido sulfuroso.

Pág. 99 dice, que el cloro destruye los miasmas pútridos, porque absorve el hidrógeno del ácido hidro-sulfúrico esparcido en el aire. Los miasmas pútridos no consisten en ácido *hidro-sulfúrico*, y la verdadera explicacion es que el cloro los desorganiza, apoderándose de su hidrógeno, del cual hallándose

una vez privadas estas materias animales, mudan de naturaleza y de propiedades, y cesan de perjudicar á la salud.

Pág. 100 del original dice tambien que el reactivo de la sal comun es una sal soluble de plata, porque se forma una sal blanca *insoluble en el agua y soluble en el amoniaco*. Pero estos caracteres no bastan, pues pertenecen igualmente al iodato de plata y otras sales blancas de plata insolubles en el agua, porque ellas son solubles en el amoniaco: *el verdadero caracter distintivo del cloruro de plata* es el ser insoluble en el ácido nítrico, pues solo él le posee.

Pág. 106 dice que la cantidad de ácido carbónico varía en la atmósfera, pero no dice cual es.

Pág. 111 dice, que el amoniaco es un fluido *permanente*: es un error grave, á no ser con la restriccion de la presion y temperatura ordinaria; pues se sabe actualmente que puede conseguirse lí-

quido y anhidro, como le han logrado Faraday y tambien Bussy.

Pág. 113 tampoco indica la no permanencia del cianógeno, propiedad tanto mas notable, cuanto que no solo puede liquidarse, sino que distinguiéndose en esto de todos los demas gases, puede conseguirse sólido y cristalizado.

Pág. 133 dice que el sulfato de sosa contiene 40 por 100 de agua de cristalización: es un error; son 56 por 100.

Pág. 162 dice potasa ó deutóxido de potasio: es un error, porque actualmente está bien probado que la potasa es el protóxido de potasio.

Pág. 168, tratando de la preparacion del clorato de potasa, dice que el cloro se une 1.º con el álcali, 2.º con el potasio, formándose cloruro de potasio, mientras que el oxígeno de la potasa sirve para formar el ácido clórico. La potasa no se descompone, pero sí el agua, uniéndose sus elementos con parte del cloro, y formando ácido

clórico é hidróclórico, que se unen con la potasa, mientras que otra parte del cloro se une con este mismo álcali. La teoria del autor está tanto mas equivocada, cuanto que si pudiese formarse cloruro de potasio, por su contacto con el agua se trasformaria al momento en hidróclorato á expensas de los elementos del líquido.

Pág. 235. Se trata esta liga con ácido nítrico, dice el autor, hablando del apartado en grande ó afino del oro; y hoy se ejecuta con el ácido sulfúrico por ser este método mucho mas económico.

Por fin he corregido algunos pesos específicos y casi todas las composiciones de los cuerpos en peso; porque el autor habia cometido muchos errores, y en prueba de ello citaré dos ó tres ejemplos: pes. esp. del hidrógeno perfosforado en el original 0,9022, en mi traduccion 1,761, segun las últimas investigaciones de *Dumas*. Comp. ácid. fosfático 100 fosf. 110,39 oxig.: en la

traduccion 112,32, segun *Dulong*. Acido hidroclicórico comp. 1 hidr. 36 cloro: traduccion 1 hidr. 27 cloro, segun *The-nard*.

He señalado las faltas mas notables del original, y omito algunas otras, que me he limitado á señalar entre comillas.

PREFACIO DEL AUTOR.

Todo libro que se ofrece al público exige, segun dicen, su prefacio correspondiente: sin embargo, el titulo de esta obra indica suficientemente cual es su objeto; y si está bien hecha, todos los que cultiven la química sabrán apreciar su utilidad.

Esta ciencia goza hoy dia de un favor bien merecido, pues es indudable que los descubrimientos á que ha dado lugar han contribuido de tal modo al bien estar de la sociedad, y de tal modo han acrecentado la masa de nuestras riquezas, que todo hombre que ha recibido una buena educacion se avergonzaria si tuviese que confesar que la ignora completamente.

Este compendio está destinado al estudiante y al simple particular, que sin tratar de llegar á ser químicos profundos, desean poder razonar sobre esta ciencia en ocasion oportuna. Me he propuesto manifestar en él las numerosas aplicaciones de la química á las ma-

nufacturas y á las artes; y desenvolver en un solo cuadro el sinnúmero de hechos que han colocado esta ciencia en el sitio eminente que debe ocupar, y ocupa efectivamente desde cuarenta años á esta parte en el sistema de nuestros conocimientos.

No usaré aqui de esta frase vulgar: *la ciencia reclamaba esta obra*; pues efectivamente, si existia este vacío, era poco importante para el sábio, y me parece que es poco meritorio el llenarle; solo pido que se me permita hacer una reflexion. Se ha tratado de *popularizar* la química desde algun tiempo á esta parte: examínense con imparcialidad los manuales que se han publicado con esta intencion, y que se me diga si estos compendios pueden enseñar esta ciencia: por mi parte los he leído, y confieso que me ha parecido posible hacer alguna cosa mejor; y sin vanagloriarme de haberlo conseguido, puedo afirmar á lo menos que este trabajo no se ha compuesto con precipitacion, y que se ha corregido con esmero.

Tambien es preciso para conformarse con la costumbre decir algo acerca

del método que he seguido en este tratado. La obra está dividida en cuatro partes: la primera comprende los principales fenómenos físicos, cuyo conocimiento es indispensable cuando se quiere estudiar la química. Este ligero bosquejo es muy corto; si se alargase seria un tratado de física.

Las otras tres partes son:

La química mineral,
— vegetal,
— animal.

La síntesis es el único método adoptado en la química mineral, pues cada cuerpo simple ó compuesto se combina con los elementos ó los compuestos que se han estudiado ya anteriormente. Este orden parece algo irracional á primera vista, porque puede sospecharse que los hechos se hallen dispersos; pero no sucede así, pues se reúnen en un mismo cuadro todos los compuestos metálicos, la parte mas importante, y esta consideracion basta para adoptarle con preferencia á cualquiera otro.

No tengo casi nada que hacer observar relativamente á las otras dos

partes de la química; están más atrasadas, son menos rigurosas, no pueden sujetarse á cálculos matemáticos, y solo he presentado los hechos y las aplicaciones manufactureras que han hecho de ellas una ciencia.

QUÍMICA.

TRATADO ELEMENTAL

DE ESTA CIENCIA.

Y DE SUS APLICACIONES A LAS ARTES.

INTRODUCCION.

El hombre ha nacido con necesidades que se ve precisado á satisfacer, y para esto tiene que sacar partido de todos los cuerpos que le rodean. Esta precision junta con la curiosidad que lleva consigo mismo, le condujeron al examen de los seres vivientes, así como al de las sustancias inorgánicas que podían serle útiles ó nocivas. Sus investigaciones se aumentaron con su ilustracion, y tardó poco el hombre en conocer que los cuerpos que componen el sistema terrestre, obran unos sobre otros á cada instante, y experimentan y padecen alteraciones, no solo en su estado físico, sino también en su pro-

pia naturaleza. Sus ideas sobre este género de fenómenos fueron durante mucho tiempo oscuras é irracionales. La manía de inventar sistemas fundados en la imaginacion hizo que el hombre, dirigiéndose por caminos extraviados, se alejase de mas en mas de la verdad, hasta la época en que Bacon demostró este error tan perjudicial, é hizo ver que el estudio de las ciencias naturales no era mas que el estudio de los hechos. Entonces se procedió ya en las investigaciones por una serie de observaciones y de experimentos ejecutados con la atencion debida; y el hombre no pudo menos de convencerse que le era imposible abrazar por sí solo esta masa enorme de hechos, y que para salir bien de semejante laberinto, no tenia mas recurso que establecer una division razonada de estos fenómenos. Este primer paso condujo á este principio importante, á saber: los cuerpos obran unos sobre otros, 1.º á distancias apreciables, 2.º al contacto: se dió el nombre de *física* al examen de la primera parte, y se reservó el de *química* para la segunda.

La química es por consiguiente el

estudio de los fenómenos que presentan los cuerpos de la naturaleza, cuando se ponen en contacto, y en la serie de nuestros conocimientos ocupa esta ciencia un lugar tan notable que todo hombre debe conocer á lo menos sus generalidades. Su utilidad está tan demostrada y reconocida hoy dia, que sería supérfluo el empeñarse en probarla: recordaremos solamente que la química tiene relaciones íntimas con todas nuestras manufacturas; y así los que trabajan los metales, los que curten las pieles, los que blanquean las telas, los que trabajan el vidrio y cristal, el fabricante de colores, el tintorero etc., ¿podrán profundizar sus artes respectivas, si no se hallan en el caso de explicar los fenómenos que se observan en sus operaciones? ¿Y cómo podrán explicarlos si no saben química? El agrónomo deduce de esta ciencia las indicaciones mas positivas: el médico busca en ella sus medicamentos heróicos; por fin casi todos los trabajos que el hombre puede emprender necesitan un conocimiento mas ó menos profundo de esta ciencia.

Será facil comprender por lo que

acabamos de exponer, que el que estudia las acciones que los cuerpos ejercen unos sobre otros, examina primero estas acciones, cuando se efectúan á cierta distancia, *física*; y cuando ha concluido este examen, estudia las que se realizan en el contacto, *química*. Este orden es el único racional: se enuncia de un modo claro y sucinto, diciendo que *la química empieza donde acaba la física*; por consiguiente la primera de estas dos ciencias exige un conocimiento, si no completo, á lo menos general de los fenómenos de la segunda; por tanto un estudio preliminar de la física precederá á la lectura de este tratado, limitándonos á dar un breve resumen de esta última ciencia.

Todo cuerpo simple ó compuesto está formado de materia: *materia* se llama todo lo que obedece á la gran ley de gravitación universal, que Newton llama *atracción*; y al físico le toca explicar las leyes con que esta fuerza dirige los movimientos de los cuerpos celestes: cuando obra sobre los cuerpos que constituyen nuestro globo, se le da mas particularmente el nombre de *gravedad*. ¿Es pesada por sí misma la

materia, tiene una existencia real, ó es una aberración de nuestros sentidos? Poco importa averiguarlo: para nosotros basta convenirnos en llamar *materia á todo lo que obedece á la gravedad*. Algunas causas, como son el fluido lumínico, el calórico, el fluido eléctrico y el magnético, no están al alcance de los medios de que podemos disponer para averiguar su gravedad, y así su existencia, como materia, es problemática; pero si se admite esta materialidad, se explican mas fácilmente los fenómenos que producen. De esta consideración nace la división de los cuerpos de la naturaleza en dos clases:

- 1.^a Cuerpos imponderables.
- 2.^a Cuerpos ponderables.

Los primeros escapan á nuestros sentidos: su peso no es apreciable, ni probada su existencia. Estos son el fluido lumínico, el calórico, el fluido eléctrico, y el fluido magnético: los últimos pueden pesarse, trasegarse etc.; es decir, que tienen un peso que puede apreciarse y que se pueden encerrar en vasijas.

Estos son muy numerosos, y el examen de los fenómenos que presentan en el contacto constituye particularmente la química.

PRIMERA DIVISION.

DE LOS CUERPOS IMPONDERABLES.

Como hemos dicho, estos cuerpos son cuatro: el fluido lumínico, el calórico, el fluido eléctrico y el fluido magnético. Los fenómenos que producen dependen mas particularmente de la física; sin embargo el conocimiento de los tres primeros está íntimamente unido con la química. Los fenómenos magnéticos al contrario no habian tenido hasta aqui ninguna relacion con esta última ciencia; pero se ha tratado de probar por experimentos recientes la identidad de los fluidos magnético y eléctrico. Sin embargo no admitiremos en este compendio esta identidad que acaso con el tiempo se aplicará á la luz y al calórico, y reconoceremos por ahora cuatro fluidos distintos.

DE LA LUZ.

Un cuerpo alumbrado nos causó una sensacion particular: todo el mundo está familiarizado con este efecto; pero no sabemos de qué naturaleza es la luz, y sin embargo podemos clasificar y aun explicar los fenómenos lumínicos.

No pudiendo hasta aquí distinguir la causa que los produce, establecemos una hipótesis, es decir, que se supone una causa primitiva que deba servir para explicar todos estos hechos. Esta causa no es sin duda la verdadera, pero facilita la inteligencia ó comprension de los fenómenos; y si mas adelante descubriese un genio superior lo que ahora no apercibimos, la cadena que los une no se hallará interrumpida, y bastará reemplazar la hipótesis admitida con la causa real y efectiva.

Newton admitia que la luz resulta de un fluido sumamente sutil, que se desprende en línea recta de los cuerpos alumbrados. Descartes, y despues de él el célebre Huygens, han sostenido que resultaba de las vibraciones de un fluido elástico esparcido en el espacio,

asi como el sonido es un resultado de las vibraciones del aire. El sistema de la emision ó el de Newton, sostenido por el gran nombre de su autor, y aun diré mas, por aquella reputacion de infalibilidad que tan justamente habia adquirido, fué adoptado generalmente: la otra hipótesis parecia estar ya completamente abandonada, cuando Young, y mas tarde Petit (que fué arrebatado tan joven á las ciencias) han llamado de nuevo la atencion de los físicos acerca de ella. Por fin últimamente una memoria de Fresnel presentada al Instituto parece decidir la cuestion, y si se comparan los fenómenos nuevos con los que se conocian anteriormente, se aumentan cada vez mas las probabilidades en favor del sistema de las ondulaciones.

Sin embargo, los trabajos inmensos que se han hecho, guiándose con la hipótesis antigua, procuran una explicacion mas elemental; y asi adoptaremos nosotros este sistema en el resumen que vamos á dar. Unicamente harémos notar que si se admite la materialidad y la emision de un fluido lumínico, esta materialidad debe ser pequeñísima,

porque el choque de un cuerpo es igual á su masa multiplicada por su velocidad; y como por una parte la velocidad de la luz es de cuatro millones de leguas por minuto, segun Roemer, y que por otra el choque que produce es insensible en un órgano tan delicado como es el de la vista, es forzoso que la sutilidad de la masa sobrepase todos los límites de nuestra imaginacion.

El rayo luminoso que despide un cuerpo alumbrado lleva la imagen del punto de donde ha partido. Esta imagen se pinta en la retina del ojo, y da la sensacion de aquel punto que es visible entonces. Pero el movimiento de este rayo puede experimentar durante su tránsito varias alteraciones llamadas *reflexion*, *refraccion*, *refraccion doble*, y *polarizacion*: explicarémos algunas de estas modificaciones.

Todo rayo luminoso continua caminando en línea recta, mientras se mueve en el mismo *medio diáfano*; pero si en su tránsito da contra un plano opaco y pulimentado, se hallará rechazado ó reflejado por él; y en este cambio de direccion el rayo reflejado y el rayo incidente estan en un

mismo plano perpendicular al pulimentado, y el ángulo de reflexion es igual al ángulo de incidencia.

Esta ley, probada por la experiencia, basta para explicar los fenómenos que presentan los espejos planos ó encorvados.

Si moviéndose el rayo en línea recta en un medio diáfano, encuentra otro medio igualmente diáfano pero de una densidad diferente, se parte en el punto de inmersión, y la dirección que toma varía con la densidad del segundo medio comparada con la del primero. El rayo *refractado* y el rayo incidente están siempre en un mismo plano perpendicular al que separa los dos medios. El rayo refractado se acerca de la perpendicular levantada en el punto de contacto, sobre el plano que separa los dos medios, cuando el segundo medio es mas denso que el primero, y se aleja en el caso contrario. Newton descubrió el primero que ciertos cuerpos ejercen sobre la luz una fuerza atractiva particular. Lo que acabamos de explicar ha recibido el nombre de *refraccion*. La diferencia de esta desviación del rayo de su camino en línea recta, depende

para cualquiera sustancia de la oblicuidad de este rayo relativamente á la superficie que le hace experimentar la refracción; y como Newton habia observado que los cuerpos inflamables producian en los rayos luminosos una desviación mas considerable que la que podia esperarse por su densidad, dedujo esta conjetura maravillosa para la época en que vivia, que el diamante y el agua contenian un principio combustible.

Wollaston ha inventado un aparato muy ingenioso, en el cual por medio de un prisma rectangular se calcula con mucha prontitud la fuerza refringente de cada sustancia: no daremos aqui su descripción por ser demasiado larga; pero se halla en el diario de Nicholson tom. 4, pág. 189.

Los medios que son transparentes no solo refractan los rayos luminosos, pues tambien los descomponen en los diferentes colores que los constituyen. Los físicos dan á este efecto el nombre de *dispersion*, y el vulgo el de *espectro solar*. Si se recibe sobre un carton blanco el rayo refractado, se pinta una imagen oblonga matizada de siete colores distintos en el orden siguiente:

Rojo, naranjado, amarillo, verde, azul, color de añil y morado.

De todos ellos el menos refrangible es el rojo, y el mas refrangible es el morado. Newton ha adquirido la certeza de que si se divide la totalidad del espectro en 360 partes, el rojo ocupa 45 de estas partes, el naranjado 27, el amarillo 48, el verde 60, el azul 60, el de color de añil 40, y el morado 80; pero despues de aquel célebre físico se ha demostrado que los rayos difieren algo entre sí con relacion al espacio que ocupan en el espectro, segun la fuerza refringente del medio que atraviesa la luz.

Esta descomposicion de la luz en siete colores primitivos explica de un modo satisfactorio la coloracion de los cuerpos. La mayor parte de estos últimos tiene la propiedad de absorber la luz; pero no ejercen esta facultad de absorcion indistintamente con todos los rayos. Algunos cuerpos no absorven mas que un rayo, y en todo caso reflejan los que no absorven. Un cuerpo rojo refleja el rojo, absorve todos los demas, y da á la vista la sensacion del color rojo. Un cuerpo blanco refleja todos los rayos,

y un cuerpo negro los absorve completamente. Las potencias refringentes y dispersivas medias de los cuerpos no son proporcionales entre sí. En algunos de los medios ó intermedios que refractan, el ángulo medio de refraccion es mas grande, mientras que el ángulo de dispersion es mas pequeño; y en otros el ángulo medio de refraccion es mas pequeño, mientras que el ángulo de dispersion es mas grande: por consiguiente el conocimiento del poder medio de refraccion de una sustancia no puede ponernos en estado de determinar su poder de dispersion, y *vice-versa*.

La refraccion doble se efectua en los cuerpos cristalizados. Si un rayo luminoso atraviesa un cristal cuya forma primitiva no sea ni un cubo ni un octaedro, este rayo se divide en dos espectros matizados de los siete colores primitivos. Uno de estos espectros sigue las leyes desenvueltas anteriormente; el otro obedece á leyes particulares, que han sido el objeto de las investigaciones de los físicos mas célebres; pero cuyo conocimiento se debe, segun parece, á Huygens.

La doble refraccion y la polariza-

cion de la luz no tienen sino relaciones indirectas con la química, y nos conducirían á consideraciones que no tienen la menor conexión con la ciencia que nos ocupa.

La luz que los cuerpos absorben les hace experimentar alteraciones mas ó menos notables. La vegetación de las plantas en la oscuridad es penosa, su color siempre blanco, y su sabor muy poco. Pero si están expuestas á la luz, su color se vuelve verde, y su sabor mucho mas fuerte. Los animales mismos necesitan los rayos solares, y parece que su color depende de la influencia química de estos rayos; pues si se comparan entre sí los animales que viven en los polos y los de los trópicos, así como las partes de sus cuerpos expuestas á la luz con las que no lo están, se reconoce la justeza de esta opinion. Pero la luz obra de un modo mas patente sobre ciertas sustancias de los tres reinos. Destruye con bastante facilidad muchos colores vegetales y animales; el color de los óxidos rojos de mercurio y de plomo es mucho mas claro cuando se exponen estos óxidos al sol: en la misma circunstancia las sales blan-

cas de plata ennegrecen muy prontamente, y la plata se halla reducida al estado metálico. El óxido de oro puede reducirse del mismo modo. Se suponía que estas reducciones de óxidos eran efecto de la acción calorífica de los rayos solares; pero varios químicos, y entre ellos Wollaston, se han asegurado que el cloruro de plata ennegrece mas pronto cuando está colocado fuera del rayo morado, y mas allá del límite del espectro prismático. Se han repetido estos experimentos delicados, y parte de ellos se han verificado. Berard de Mompeller se ha convencido de que la propiedad química gozaba de su mayor intensidad en el extremo morado del espectro, y se extendía aun mas allá de este extremo. El cloruro de plata húmedo, expuesto en el espectro, no padece ninguna alteración si se mantiene en la esfera del rayo rojo; pero si se coloca mas abajo ennegrece ligeramente, y este efecto va aumentando á medida que pasa por los rayos naranjado, amarillo, verde, azul, color de añil, y llega á su maximum en el morado. El guayaco, expuesto á los rayos morados, pasa prontamente de su color amarillo al verde:

una mezcla gasosa de hidrógeno y de cloro, abandonada á la influencia de estos rayos, produjo instantáneamente una explosion. La luz que despiden en su combustion los gases del carbon y el del aceite, no cambian el color del cloruro de plata, ni tienen la menor accion sobre una mezcla de hidrógeno y de cloro.

Tales son las principales propiedades de la luz en cuanto es posible examinarlas en un cuadro tan reducido; sin embargo bastan para hacérsela considerar como un cuerpo; pero lo que la distingue principalmente son las tres propiedades particulares de que carecen los cuerpos materiales. La primera de estas propiedades es la facultad que posee de causarnos la sensacion de la vista; la segunda es la velocidad prodigiosa con que se mueve todas las veces que se separa de un cuerpo con el cual se habia combinado; la tercera es que jamas han tenido sus moléculas bastante cohesion para producir masas de una dimension perceptible. Solo nos falta tratar de los diferentes manantiales de luz, de donde puede desprenderse bajo formas visibles: estos manantiales

son, 1.º el sol y las estrellas, 2.º la combustion, 3.º el calor, 4.º la percusion, 5.º la frotacion, 6.º la expansion, y 7.º la compresion repentina de un gas. Estos diferentes manantiales tienen una relacion tan íntima con los que producen el calórico que bastará examinarlos en el estudio de este último agente.

DEL CALÓRICO.

Conocemos el calórico por sus efectos: llamamos *calor* la sensacion que hacen experimentar los cuerpos cuya temperatura es mas ó menos elevada, y *calórico* la causa desconocida de esta sensacion.

Por consiguiente se considera hipotéticamente el calórico como un fluido extremadamente sutil, cuyas moléculas estan dotadas de un poder repulsivo indefinido, y que por su distribucion en proporciones diversas en los cuerpos, modifican la cohesion y producen los tres estados diferentes, gasoso, líquido y sólido. Algunos otros físicos admitian que los rayos calóricos, acompañando siempre á los rayos luminosos, no eran sino una modificacion de la luz; pero

los últimos descubrimientos de Herschel, confirmados en 1813 por Berard, demuestran que el calórico es un cuerpo distinto, ó que á lo menos si la luz goza de la facultad de dar calor, es únicamente en virtud de ciertos cambios que se operan en ella (en su velocidad por ejemplo), y que no hemos podido apreciar. Daremos aqui una idea sucinta del experimento importante de Herschel.

Este físico trataba de observar el sol con los telescopios, y hacia uso con este fin de vidrios de varios colores. Notó que los vidrios que interceptaban mejor la luz por la intensidad de su color, eran los que mas pronto se hacian pedazos. Esta circunstancia le condujo á examinar la facultad calorífica de los diferentes rayos colorados; para esto, dirigió estos rayos sobre el termómetro, y por el número de grados que indicaba este instrumento, averiguó cual era el poder calorífico de cada rayo: notó que este poder disminuía á medida que aumentaba la fuerza refringente, y así la fuerza calorífica llegaba al minimum en los rayos morados, y aumentaba hasta el rojo. Existe, pues, una

diferencia sensible entre los rayos luminosos y los rayos caloríficos, porque el maximum de luz se halla en el centro del espectro, mientras que la facultad calorífica aumenta continuamente hasta el rojo. Este raciocinio le hizo sospechar que el maximum de calor se hallaba á caso mas allá del rojo: por consiguiente colocó un termómetro enteramente fuera del límite del rayo rojo; pero siempre en la línea del espectro solar, y subió mucho mas el termómetro que cuando estaba expuesto á la acción del rayo mismo, y continuó subiendo este instrumento, conforme se iba alejando; por fin, solo llegó á conseguir el maximum á 13 milímetros mas arriba del extremo rojo, y la facultad calorífica era aun sensible á 38 milímetros de distancia del mismo rayo.

Estos experimentos son suficientes para convencernos que las propiedades de que gozan los rayos luminosos, ya sea de dar calor, ya sea de dar color, ya de alumbrar los cuerpos, estan sujetas á leyes muy diversas.

¿Existen en el espectro solar dos especies de rayos, ó es solo en virtud de ciertos cambios que la luz adquiere la

facultad de producir calor? Estas son cuestiones que no podemos resolver por el estado limitado de nuestros conocimientos.

Todo cuerpo *radia* ó envia calórico en todos sentidos, y si otro cuerpo mas frio recibe algunos de estos rayos en su superficie, absorve gran parte de ellos; siendo menor la cantidad de calórico que emite que la que absorve, se calienta, y este efecto continúa hasta que haya equilibrio de temperatura entre los dos cuerpos. Este experimento presenta cuatro géneros de fenómenos: 1.º emision del calor de un cuerpo cualquiera, *poder radiante*: 2.º absorcion del calor, *poder absorbente*: 3.º trasmision del calórico por medio de las moléculas de un cuerpo, *conductibilidad*: 4.º parte del calórico despedido por un cuerpo y rechazado ó reflejado por otro, *poder reflejante*.

PODER RADIANTE, ABSORVENTE Y REFLEJANTE. El poder reflejante de un cuerpo varía con la naturaleza de este mismo cuerpo. Los experimentos de Rumford y Leslie han probado que el estado de la superficie influye sobre el enfriamiento, ó lo que es sinónimo, so-

bre el poder reflejante. Se ejecutaron estos experimentos poniendo dos espejos cóncavos frente uno á otro. El cuerpo caliente se colocó en el foco del primer espejo, y el termómetro en el foco del segundo. Estos físicos demostraron que una superficie negra y sin pulimento radia con mas fuerza que una superficie blanca y pulimentada. El poder absorbente sigue las mismas leyes que el anterior. Han observado á mas de esto que el grado de inclinacion tiene cierta influencia en la absorcion; y que siendo iguales las demas circunstancias, la superficie absorve mas fácilmente los rayos que caen perpendicularmente sobre ella. El poder reflejante sigue la razon inversa de los poderes radiante y absorbente; y asi una superficie negra y sin pulimento refleja menos que la misma superficie blanca y pulimentada. Las tablas siguientes indican los poderes radiantes y reflejantes de varios cuerpos.

Poder radiante de varias sustancias.

Negro de humo.....	100°
Papel para escribir.....	98
Lacre.....	95
Hielo.....	85
Cola de pescado.....	80
Plombagina.....	75
Plomo empañado.....	45
Plomo limpio.....	19
Hierro pulimentado.....	15
Hojas de estaño.....	12
Oro, plata y cobre.....	12

Poder reflejante de varias sustancias.

Laton.....	100°
Plata.....	90
Hojas de estaño.....	85
Acero.....	70
Plomo.....	60
Estaño sobre el cual se habia ver- tido mercurio.....	10
Vidrio.....	10
Vidrio cubierto con cera y aceite.	5

Si se destruye el pulimento del reflector, frotándole con papel y arena se disminuye considerablemente el poder reflejante. Una capa de cola disminuye tambien la fuerza de reflexion, la disminucion continúa hasta que el espesor sea 0,025; y cesa completamente si se aplica otra capa por cima de esta, efecto que debe atribuirse, sin duda, á la no conductibilidad del betun que se ha aplicado.

Parece que los fluidos elásticos son los únicos cuerpos por medio de los cuales pueden atravesar los rayos caloríficos, y segun Leslie, los líquidos se oponen á la trasmision del calórico por radiacion; pero enfrian con tanta rapidez los cuerpos calientes que se sumergen en ellos, que hasta aqui ha sido difícil establecer leyes sobre este objeto. Los sólidos interceptan casi todos los rayos de calor, y el efecto producido varía con la naturaleza del sólido, con la distancia á que se halla del cuerpo caliente, y con su mismo espesor.

Una hoja de papel intercepta menos calor que una tablita de abeto, y esta menos que una hoja de estaño. Si se aumenta el espesor de esta especie de

pantalla el calor transmitido disminuye en la siguiente proporcion.

Si la tablita de abeto tiene 3 milímetros de espesor, el calor transmitido es como..... 20

Siendo 9 milímetros, el calor es como..... 15

Siendo 25 id., el calor es como. 9

De los resultados anteriores se deducen naturalmente algunas instrucciones prácticas. Un líquido puesto á la lumbre en una vasija negra y sin pulimento, se calienta mas rápidamente que si estuviese blanca y pulimentada: por otra parte las vasijas, tales como una cafetera y una tetera, en que es de desear que se conserve el calor, deben hacerse con metales pulimentados y que tengan todo su brillo. Los conductos de vapores destinados á calentar los aposentos, deberán tener su superficie clara en su tránsito, y negra y sin pulimento cuando lleguen á los parages que deben calentar; por esto mismo los vestidos negros son mas calientes que los blancos en verano, «pero no en invierno; pues entonces facilitan la pérdida del calor de nuestro cuerpo, «cuya temperatura es superior á la de

la atmósfera»; así como los árboles dispuestos en abanico sobre un muro blanco dan frutos mas precoces.

CONDUCTIBILIDAD. Hemos visto que la trasmision del calor no se hacia únicamente por radiacion, pues se propagaba en los cuerpos de moléculas en moléculas, y asi hemos designado este fenómeno con el nombre de *conductibilidad*. Este movimiento aun en los mejores conductores, es mucho mas lento que la radiacion: todo nos hace presumir que el calórico experimenta algun obstáculo para pasar de una molécula á otra, y que existe entre el calórico y cada cuerpo una fuerza atractiva particular. La energía de esta atraccion es la medida de la facultad conductriz de los cuerpos. Llámense *buenos conductores* los que dejan pasar fácilmente el calórico, y *malos conductores* los que atraviesa este agente con dificultad.

Los sólidos en general conducen bastante bien el calórico, y existe sin embargo una gran diferencia entre estos cuerpos en cuanto á esta propiedad. Sobre este objeto ha hecho Ingenhouse algunos experimentos interesantes: su

aparato consistia en una caja rectangular, que tenia una de sus paredes atravesada perpendicularmente por cierto número de varillas iguales de varios metales, y cubiertas de cera por su extremo exterior en una longitud de algunos centímetros. Echaba agua caliente en la caja, y el orden en que fundió la cera en este experimento, y por consiguiente la facultad conductriz de las varillas es como sigue:

Plata.	} iguales.	Platino.	} muy inferiores á los otros.
Oro.		Hierro.	
Cobre.		Acero.	
Estaño.		Plomo.	

Las piedras siguen á los metales, pero varian considerablemente en su potencia conductriz. Las piedras densas ocupan el primer lugar, vienen despues los ladrillos, la loza, etc., y por fin el vidrio y las maderas secas.

La facultad conductriz de las plumas, de la seda, de la lana, del algodón, y de las pieles, es todavia mas débil, y es lo que causa la preferencia que damos á estas sustancias para vestirninos, porque se oponen á la pérdida

del calor del cuerpo. El conde de Rumford ha hecho una serie de experimentos ingeniosos sobre la capacidad conductriz de estos cuerpos, y ha averiguado que era en razon inversa de la finura del tejido.

Hasta ahora no se han hecho investigaciones muy exactas acerca del poder conductor de los líquidos. Estos cuerpos, y probablemente los fluidos elásticos, conducen, aunque muy débilmente, el calórico, lo que es fácil experimentar en los líquidos, calentándolos por su parte superior. El calórico en estos cuerpos se trasmite poco ó nada por la conductibilidad; mas bien se comunica de capa en capa por un movimiento de traslacion, como sucede en el fenómeno de la ebulicion: entonces, como se sabe, estando aplicado el fuego á la parte inferior del líquido que se quiere calentar, las partes dilatadas por el calor, y mas ligeras por consiguiente, se dirigen hácia la parte superior del vaso, y ceden su sitio á las partes mas frias y mas pesadas que se calientan á su turno.

DILATACION, EXPANSION. Un cuerpo que se calienta se dilata en todas sus

dimensiones, y por consiguiente se contrae cuando se enfria. Estas dilataciones y contracciones son bastante regulares en los tres géneros de cuerpos, sólidos, líquidos y fluidos elásticos; pero el paso de un estado á otro modifica singularmente esta regularidad. El mercurio se contrae casi uniformemente por cada disminucion igual de calor, pero pierde instantáneamente los 0,043 de su volúmen en el momento de congelarse, y el agua cuando se convierte en vapor ocupa un volumen 1700 veces mas considerable que el que tenia en su estado líquido. Sin embargo no es regla general que un cuerpo disminuya de volumen siempre que pierde calórico; pues debemos creer que todos los cuerpos que pueden cristalizar aumentan de volumen cuando pasan del estado líquido al estado sólido. A lo menos esta anomalía se ha verificado en el agua, y se ha calculado con exactitud, siendo una prueba mas de la prevision del Todopoderoso. Efectivamente si no sucediera esta dilatacion en el acto de la congelacion, el hielo que se forma, lejos de sobrenadar, ocuparía la parte infe-

rior del líquido, no podría experimentar la accion calorífica de los rayos solares, y en breve el océano no presentaría mas que un sólido inmenso é indestructible.

Los trabajos de Deluc, Lefebvre-Guineau, etc. han demostrado que el maximum de densidad del agua es á 4,°4; por consiguiente pasado este grado su volúmen aumenta cuando se enfria ó cuando se calienta. El calor produce pues dos efectos opuestos. Y no solo se nota este fenómeno en el agua, pues tambien se observa como lo hemos dicho en las disoluciones salinas, y en los metales cristalizables; pero no sucede así con los aceites, la miel y el ácido sulfúrico, etc.

La dilatacion de los sólidos es tan pequeña que es preciso hacer uso de un método muy riguroso para medirla con exactitud; pues no solo difiere en cada sustancia, sino ademas cada sólido se dilata desigualmente á diferentes temperaturas. Esta desigualdad, que apenas puede apreciarse en las temperaturas bajas, aumenta con el calor; y así la mayor parte de los metales se dilatan mucho mas de 300 á 400 grados, que

de 100 á 200; y la dilatacion llega á ser mucho mayor cuando se acercan del punto de fusion ó fundicion. El vidrio se dilata mas rápidamente que los metales, y sobre todo que el mercurio.

La dilatacion de los líquidos es mas grande que la de los sólidos; pero guarda todavia menos uniformidad. Y así el mercurio se dilata mucho menos que el agua con igual aumento de temperatura. La expansion de los líquidos aumenta tambien con la temperatura, pues el agua se dilata menos de 10 á 20° que de 70 á 80°. Como el químico tiene gran interes en conocer la dilatacion de los gases, se ha tratado de calcularla con exactitud, y aunque estas investigaciones han dado lugar á resultados diferentes, nos parece que son dignos de toda confianza los experimentos de Dalton y Gay-Lussac. Segun estos físicos todos los gases en las mismas circunstancias se dilatan igualmente con igual aumento de calórico. Por consiguiente basta conocer la ley de dilatacion de un gas cualquiera. Gay-Lussac ha hallado que un volumen de aire que pase de 0° c. á 100° se dila-

tará de 0,375, y por cada grado de 0,00375 ó $\frac{1}{266,67}$ ó $\frac{1}{266\frac{2}{3}}$

Para determinar cual seria el volumen de un gas á una temperatura cualquiera, siendo conocido su volumen á 0°, bastará dividir el volumen á 0° por 266,67, y añadir tantas veces el cociente como grados haya sobre cero, y sustraerlo el mismo número de veces que grados haya bajo cero.

Los experimentos de Gay-Lussac indican que la dilatacion de los vapores de agua y de éter sulfúrico siguen la misma ley que el aire y los gases permanentes; de donde puede deducirse que con la misma temperatura todos los fluidos aeriformes se dilatan uniforme é igualmente.

TERMÓMETRO. La propiedad que tienen los cuerpos de dilatarse con el calor nos da un medio muy sencillo de medir las temperaturas relativas. El instrumento que se usa mas comunmente es un tubo de vidrio hueco, en el cual se sopla una bola á uno de sus extremos, dejando el otro abierto. Se llena de mercurio esta bola y parte del tubo, se hace hervir el mercurio de modo que

se despida todo el aire, y en seguida se cierra con la lámpara el extremo abierto; se mete sucesivamente el instrumento en el hielo fundente y en el agua hirviente, y se hace una raya en los puntos en que se fija el mercurio, y por fin se divide el intervalo en 100 partes iguales. La graduacion se prolonga sobre los 100° y bajo 0°. La construcción del termómetro exige que esté el tubo perfectamente calibrado; es decir, que tenga un diámetro interior igual en toda su extension (*), y que las dilataciones del líquido sean iguales con aumentos iguales de temperatura; lo que sucede sensiblemente con el mercurio entre 300° sobre cero, ó + 300° y 36 bajo cero ó — 36°.

Algunas veces se emplea el alcohol en vez del mercurio; pero estos termómetros no pueden medir una temperatura superior á 78. ó 79° cent., punto de ebulicion del alcohol; mas son muy

(*) Esto no es absolutamente indispensable, pues basta que esté dividido en partes iguales de capacidad, lo que se consigue por medio de la máquina para graduar de Gay-Lussac. (Véase la obra de Física de Biot, 4 tomos.)

convenientes para medir las temperaturas bajas, porque el alcohol ó espíritu de vino no se congela sino por medio de un frio de 68°, ó sean — 68° de calor. A mas del termómetro centígrado, es decir, este de que acabamos de hablar, en el cual está dividido en cien partes el intervalo entre el punto de ebulicion, y el del hielo fundente, existen otros tres, á saber: el de Reaumur ó de Deluc, en el cual el mismo intervalo se divide en 80 partes ó grados. Por consiguiente, cuatro grados de este termómetro equivalen á 5 del centígrado.

El termómetro de Fahrenheit, que usan generalmente en Inglaterra, tiene por puntos fijos el agua hirviendo, y el frio que produce una mezcla de sal comun y de nieve. El intervalo entre estos dos puntos está dividido en 212°; el 32° corresponde al 0° cent. y al 0° de Reaumur. Por consiguiente desde este punto hasta el del agua hirviendo hay 180°; 9 de estos grados corresponden á 5° del termómetro centígrado.

El de Delisle no se usa mas que en Rusia, y solo tiene un punto fijo,

:

que es el del agua hirviendo, adonde está señalado el 0°, y está dividido en 150° hasta el punto que corresponde al 0° cent.; por consiguiente $7\frac{1}{2}$ de estos grados corresponden á 5° del termómetro centígrado.

Los termómetros, según se ve, no pueden medir temperaturas superiores al grado de ebulición del mercurio, que es 347°. Y así para apreciar temperaturas muy elevadas se han construido instrumentos conocidos con el nombre de pirómetros. El de Wegdood es el que se usa más frecuentemente: no daremos aquí su descripción, ni tampoco la del termómetro de aire, y otros de varias especies, pues pertenecen más bien al estudio de la física.

Cuando se calienta un cuerpo, pasa del estado sólido al estado líquido, y por fin al de fluido elástico ó aeriforme. Se conoce muy bien la temperatura en que se manifiesta este cambio de estado, en todos aquellos cuerpos en que se efectúa sin intervalo, y aunque probablemente deberá ser constante el mismo cambio con respecto á los demás, es más difícil evaluarle en razón del sin número de grados de

reblandecimiento que experimentan estos cuerpos antes de llegar á su mayor punto de fluidez. Cuando un cuerpo es habitualmente líquido, la temperatura en que toma la forma sólida se llama su punto de congelación. Por esto se da este nombre al punto en que el agua se convierte en hielo. Y se llama *punto de fusión* ó *fundición* la temperatura que exige para su liquefacción un cuerpo que es ordinariamente sólido. El punto de fusión del plomo es á 260° cent. Y por fin se entiende por punto de ebulición el grado de calor que exige un cuerpo, ordinariamente líquido, para convertirse en fluido aeriforme. Las tablas siguientes indican los puntos de fusión, de congelación y de ebulición de varias sustancias.

Puntos de fusión.

<u>Sustancias.</u>	<u>Puntos de fusión.</u>
Esperma de ballena.	44°
Bismuto.	247° ó 256
Cera blanca.	68
Cera amarilla.	61
Estaño.	210 á 228
Fósforo.	42
Sebo.	33

Puntos de congelacion.

<u>Sustancias.</u>	<u>Puntos de congelacion.</u>
Amoniaco líquido.....	—43°
Eter.....	—43
Agua.....	0
Aceite de anís.....	10
—de bergamota.....	5
—comun.....	2
—de trementina.....	—10
Leche.....	—1
Mercurio.....	—40
Sangre.....	—4
Vinagre.....	—2

Puntos de congelacion.

Acido sulfúrico de 977 de ácido sobre	1000.....	—7°
idem de 758 id.	1000.....	—43
idem de 10 de ácido mezclado con	100 de agua...	—4
idem de 25 id.	100 id.....	—14
Acido nítrico de 10 id.	100 id.....	—6
idem de 23,4 id.	100 id.....	—14

Puntos de ebulicion.

<u>Sustancias.</u>	<u>Término de la ebulicion.</u>
Acido nít. pes. 1,42.....	120°
Acido sulf. pes. 1,849.	318
Alcohol.....	78
Amoniaco.....	60
Carbonato de potasa líq.....	127
Agua.....	100
Eter sulfúrico.....	36
Aceite de linaza.....	316
Mercurio.....	347
Fósforo.....	290
Azufre.....	299
Sulfuro de carbono.....	47

Se ha observado que el punto de fusion de los cuerpos puede variar considerablemente; pero todavia es mas difícil determinar el término de la ebulicion, pues depende enteramente de la presion atmosférica que pesa sobre el líquido. Esta equivale generalmente á una columna de mercurio de 76 centímetros, ó á una de agua de 32 pies. El punto de ebulicion de un líquido

sube ó baja, segun que la presion barométrica aumenta ó disminuye; y asi se ha convenido en hacer hervir bajo la presion de 0,76 el agua con la cual se determina uno de los dos puntos fijos del termómetro.

CALÓRICO LATENTE. Antes de 1757, época en que el doctor Black daba sus lecciones de química en Glasgow, se suponía generalmente que los sólidos calentados hasta el punto de fusion se convertian en líquidos, añadiendo una corta cantidad de calor, y que recíprocamente estos líquidos volvian á pasar al estado sólido con una ligera disminucion de calórico. Este sábio fue quien demostró que este paso del estado sólido al estado líquido exigia una cantidad considerable de calórico que desaparecia, y que por consiguiente era insensible al termómetro. Un trozo de hielo á 0° puesto á calentar pasa al estado líquido, y el termómetro no se mueve hasta que todo esté fundido completamente; sin embargo el agua puesta en las mismas circunstancias se calentaría, por consiguiente es preciso deducir esta conclusion: que el calórico que se desprende durante esta ope-

ración, pasa al estado *latente*, para manifestarse de nuevo cuando el agua se vuelve á convertir en hielo. Si se mezcla una libra de agua á 0° , con otra de agua á 75° , la mezcla es dos libras de agua á $37^{\circ},5$; pero si se mezcla una libra de hielo á 0° con otra de agua á 75° , el hielo se funde, y la mezcla que resulta son dos libras de agua á 0° , es decir que el hielo absorve, cuando se funde, el calor que necesita igual peso de agua para pasar de 0° á 75° : cuando se convierte el agua en gas se presenta el mismo fenómeno; la mezcla de una parte de agua á 100° con 5 partes á 0° , tiene $16^{\circ},6$ de temperatura, mientras que si se dirige una libra de agua en vapor por medio de 5 libras de agua á 0° , resultan 6 libras de agua que tienen casi 100° , lo que se expresa diciendo: que el calor que se emplea en vaporizar una cantidad determinada de agua, es el que se necesita para que 5 veces el mismo peso de agua á 0° adquiera 100° de temperatura. He preferido dar el cálculo en números enteros; pero si se ejecuta el experimento con toda la exactitud posible, se observa que:

El hielo cuando se funde absorve $77^{\circ},25$ de calor, y el agua, cuando se vaporiza, absorve 538° á 550° .

El doctor Black dió á este calórico el nombre de *calórico latente*, porque el termómetro no indica su presencia. Se convenció á mas de esto de que no es sola el agua la que manifiesta este fenómeno, pues varios cuerpos sólidos experimentan el mismo efecto cuando se liquidan: tales son la cera, el sebo, el esperma de ballena, el azufre, el alumbre, el nitrato de potasa; así el azufre exige 80° , el esperma de ballena 81° , el plomo 90° , la cera 98° , el zinc 274° , el estaño 278° , y el bismuto 306° .

CALÓRICO ESPECÍFICO. La cantidad de calor que exige un cuerpo para pasar de una temperatura á otra, varía para cada género de sustancias, y puede determinarse de tres modos distintos:

Primer método. Por la fusión del hielo: si para pasar de 0° á 50° ha exigido un cuerpo mas calórico que otro, es evidente que abandonará mas calórico cuando se enfrie desde 50° á 0° . Por consiguiente, si se mete en el hielo convertirá en agua mayor dosis de esta última sustancia, y el peso del

agua que resulte será proporcional á su calórico específico. Lavoisier y Laplace inventaron un aparato, con el cual hicieron sus experimentos y que llamaron *calorímetro*: este consiste en una serie de cajas metálicas y concéntricas que se encierran sucesivamente unas en otras. Puede tambien hacerse uso de un método mas sencillo, empleando un trozo de hielo, en el cual se ha practicado interiormente un hueco para colocar el cuerpo, cuyo calórico específico se quiere evaluar. Los físicos que acabamos de citar han observado, por ejemplo, que cierta cantidad de agua puesta en su calorímetro fundia 2 libras ó 18432 granos de hielo al pasar de 80° á 0°, mientras que igual peso de mercurio en el mismo cambio de temperatura, no fundia mas que 7 dracmas y 38 granos, ó sean 542 granos. Por consiguiente, han deducido de esta diferencia que siendo 18432 el calórico específico del agua, el del mercurio era 542, ó que si se representa por 1 el del agua, el calórico específico del mercurio será $\frac{1}{34}$ ó 0,0290.

Segundo método. Por las mezclas: si se mezcla una libra de agua á 35°, y

una libra de mercurio á 0°, la mezcla tendrá 34°; de donde resulta que el calor necesario para elevar la temperatura del agua de 1° eleva la del mercurio de 34, ó en otros términos, que el calórico específico del mercurio es $\frac{1}{34}$ ó 0,0290, si se representa por 1 el del agua.

Tercer método. Por el enfriamiento: la experiencia demuestra que cuanto mas calor exige un cuerpo para elevarse á cierta temperatura, tanto mas tarda en volver de aquella á su estado primitivo. Por consiguiente, si se elevan varios cuerpos á una misma temperatura, el tiempo que tarden en enfriarse será proporcional á su calórico específico. Este último método, empleado por Dulong y Petit, y mas tarde por Despretz, les dió resultados que concuerdan con los que se han conseguido por los métodos anteriores. Estos resultados estan consignados en los anales de química.

Hay gran número de tablas, por las cuales se conoce el calórico específico de los cuerpos; pero se contradicen de tal modo que nos dispensaremos de referirlas aqui.

Los tres métodos que acabamos de exponer no se aplican á los fluidos elásticos; pero Delaroche y Berard han inventado uu medio muy exacto para calcular la capacidad calorífica de las sustancias gasosas. Como sería muy largo el referir aqui los pormenores de sus experimentos, y que está impresa la memoria de que se trata en los anales de química de 1813, nos contentaremos con citar algunos de sus resultados en la tabla siguiente:

Calórico específico de los gases, segun Delaroche y Berard.

Con relacion al agua.

Agua.....	1,0000
Aire.....	0,2669
Hidrógeno.....	3,2936
Acido carbónico.....	0,2210
Oxígeno.....	0,2361
Azoe.....	0,2754
Hidrógeno percarbonato....	0,4207

Con relacion al aire.

	Mismo volúmen.	Mismo peso.
Aire.....	1,0000	1,0000
Hidrógeno.....	0,9033	12,3401
Acido carbónico.	1,2583	0,8280
Oxígeno.....	1,9765	1,8848
Azoe.....	1,0000	1,0318
Hidrógenopercarbonado.....	1,5530	1,5763

El calórico específico de un cuerpo aumenta, segun parece, con su temperatura; pero se ignora hasta aqui qué ley sigue en su aumento esta capacidad.

Hemos dado una idea de las propiedades y de los efectos del calórico; examinemos por qué medios puede desprenderse este agente y hacerse sensible, ó cuales son los diferentes manantiales de donde puede extraerse. Estos medios pueden reducirse á seis: 1.º el calórico dimana del sol por radiacion, 2.º se desprende en la combustion, 3.º por la percusion, 4.º la frotacion, 5.º la electricidad, 6.º las

mezclas y combinaciones químicas. Los manantiales del calor son por consiguiente los mismos que los de la luz; pues se sabe efectivamente que cuando se desprende el calórico en gran cantidad está siempre acompañado de luz.

Los rayos solares producen poco efecto sobre los cuerpos diáfanos, siendo así que calientan sensiblemente los cuerpos opacos, y la elevación de temperatura en estos últimos es tanto mayor cuanto su color es más oscuro. Sin embargo, este efecto apenas asciende á 50°; pero puede aumentarse concentrando estos rayos con unos lentes.

Se sabe que se produce calórico en la percusión mútua de los cuerpos duros; y todo el mundo está acostumbrado á ver salir chispas del pedernal por medio del eslabon. Este desprendimiento de calórico se debe á una condensación permanente ó temporal del cuerpo que ha experimentado el choque; pero no es tan fácil explicar el calórico que se produce por la frotación. ¿Cómo se desprende entonces este agente? No es porque se aumente la densidad de los cuerpos frotados, pues se produce calor cuando se frotan dos cuerpos blan-

dos, como cada uno puede convenirse de ello frotando rápidamente su mano contra su vestido: por otra parte no puede atribuirse este efecto á una disminución del calórico específico de los cuerpos frotados; pues, según Rumford, no hay disminución sensible, y aunque esta se admitiese, el calórico que debería desprenderse no sería suficiente para poder explicar la cantidad enorme de calor que se desenvuelve. Tampoco puede suponerse que haya combinación de oxígeno, como lo prueban los experimentos de Pictet de Ginebra: por consiguiente no podemos dar hasta ahora la explicación de este fenómeno.

Las mezclas químicas producen á menudo calor, y á veces el efecto inverso: la mezcla de cuatro partes de ácido sulfúrico y de una parte de hielo despide un calor considerable, mientras que la que se hace con partes iguales de uno y otro enfria fuertemente los cuerpos que se sumergen en ella. Esto se puede explicar fácilmente: en los dos casos se funde el hielo, y su fusión se debe al calor que se produce por la afinidad del ácido sulfúrico con el agua. En el primer caso,

el calórico que se desprende es superior al que exige el hielo para fundirse; pero no es suficiente en el segundo; y por consiguiente le quita el hielo á los cuerpos que le rodean.

El efecto del calórico no es solamente de dilatar los cuerpos, y de hacerlos pasar sucesivamente por los estados líquido y fluido elástico; este agente descompone frecuentemente gran número de ellos, ya sea separando sus elementos, ya sea porque estos elementos se combinan en otro orden por el influjo de su acción. 1.º La diferencia de volatilidad es una causa de descomposición, y por esto se separa el alcohol del agua en la destilación: 2.º los compuestos en que entra el oxígeno, pero que no han experimentado lo que se llama combustión, se destruyen en general por el calórico; por ejemplo, el ácido nítrico y un gran número de óxidos metálicos; si ha habido combustión durante la oxidación, el producto se descompone rara vez por el influjo del calórico: ejemplo, el agua, los ácidos fosfórico y carbónico: 3.º los compuestos binarios formados de elementos combustibles se descomponen fácilmente con el ca-

lórico: 4.º por fin las sustancias vegetales y animales que se componen de oxígeno y de dos ó tres elementos combustibles, se destruyen todas por el calor.

Las aplicaciones del calórico á la química son tan numerosas, que sería imposible referirlas todas aquí, á mas que será fácil convencernos de ello cuando hablemos de los cuerpos simples y compuestos que estudiaremos en esta obra.

DE LA ELECTRICIDAD.

Si se frota un pedazo de ambar amarillo ó de succino, y se le aproximan algunos cuerpos ligeros, los atrae, y esta atracción es el primer fenómeno eléctrico conocido en la historia de la ciencia. La palabra *electricidad* proviene de la voz *electron*, que es el nombre del succino en griego. El objeto de esta ciencia es el estudio de las atracciones y repulsiones eléctricas, y la explicación de los fenómenos conocidos vulgarmente con el nombre de rayos, relámpagos etc. Después de la primera observación

que hemos citado al principio de este artículo, se hizo el experimento siguiente: se frotó con la mano, y mas bien con un pañuelo de seda bien seco, un tubo de vidrio y un trozo de resina, y se puso cada uno de ellos, separadamente, en contacto con pedacitos de papel, de plumon, de pluma, y con mas éxito con pedazos de alambre de varios metales; todos estos cuerpos experimentaron primero una atraccion, y despues una repulsion. Hasta ahora no se conoce la causa de estos fenómenos, y los físicos varian de parecer acerca de la hipótesis que merece mas confianza. Los unos suponen como Franklin, que se pueden excitar (*electrizar*) los cuerpos de dos modos, ya sea añadiéndoles una dosis de electricidad superior á la que contienen en su estado natural, ó bien quitándoles una porcion de esta última electricidad: en el primer caso estan electrizados *positivamente* ó en *mas*, y *negativamente* ó en *menos* en el segundo. Cuando los cuerpos no contienen mas que la dosis ordinaria de fluido natural, no se manifiesta su electricidad, y los cuerpos se hallan entonces en su estado neutro ó natural. Otros físicos, si-

guiendo el dictamen de Dufay, dicen: que los cuerpos contienen un fluido natural que se compone de otros dos fluidos: el primero es el que se manifiesta cuando se frota el vidrio, y se llama *vítreo*, y el segundo es el que se desenvuelve por la frotacion de la resina, por lo que se ha llamado *resinoso*: se ha experimentado que hay atraccion entre las moléculas de nombres diferentes, y repulsion entre las que tienen el mismo nombre. En el experimento anterior, el vidrio y la seda del pañuelo tienen su dosis de fluido natural; y por la frotacion parte del fluido resinoso del vidrio se transmite á la seda, que manifiesta entonces su accion resinosa, mientras que la parte correspondiente de fluido *vítreo* de la seda pasa al vidrio, que presenta entonces los fenómenos *vítreos*. Si hecho esto se aproxima el vidrio á un cuerpo que se halle en su estado natural, se descompondrá por influencia el fluido natural de éste, y acumulándose el fluido resinoso en la parte de la superficie mas cercana del vidrio, habrá atraccion; pero despues del contacto, el fluido resinoso de esta superficie se neutralizará con

parte del fluido *vítreo* del vidrio, y los dos cuerpos se hallarán electrizados *vítreamente*, el vidrio por la parte de fluido que conserva, y el cuerpo por la parte de fluido *vítreo* que se separó del fluido ruinoso en el momento de la atracción. Por consiguiente después del contacto hay *repulsion*, porque el vidrio y el cuerpo se hallan electrizados del mismo modo.

Los sabios discrepan en su opinión acerca de la preferencia que merecen una ú otra de estas dos hipótesis. Sin embargo, la de Dufay parece mas adecuada á la explicación de los fenómenos, y está mas generalmente adoptada en la actualidad. A mas de esto es fácil conocer *à priori* que estas dos hipótesis no se diferencian mucho una de otra, pues la electricidad *positiva* de Franklin es la electricidad *vítrea* de Dufay, y la electricidad *resinosa* de éste es la *negativa* de Franklin. Por mi parte adopto con preferencia la primera en este breve compendio.

BALANZA ELÉCTRICA. Coulomb ha empleado un aparato particular para medir las atracciones y las repulsiones eléctricas, y conocer la ley que guardan es-

tos fenómenos á diferentes distancias; y se ha convencido que está en razón inversa del cuadrado de las distancias. Si un cuerpo electrizado resinosamente se halla en presencia de otro electrizado *vítreamente* á las distancias 1, 2, 3, 4, 5, la atracción es como 1, $\frac{1}{4}$, $\frac{1}{9}$, $\frac{1}{16}$, $\frac{1}{25}$, y lo mismo sucede con las repulsiones. Esta balanza sirve tambien para medir la energía eléctrica, que se desenvuelve en un cuerpo ó en un punto cualquiera de un cuerpo.

Los cuerpos conducen mas ó menos fácilmente los fluidos eléctricos: los *buenos conductores* son los metales, el carbon sin hidrógeno, la plumbagina y la mayor parte de los líquidos: los cuerpos malos *conductores* son el vidrio, las resinas, el azufre etc.

La tabla siguiente indica cuales son los diferentes conductores, los cuales estan inscritos segun el orden de mayor conductibilidad.

Oro.
Plata.
Cobre.
Laton.
Platino.

Hierro.
 Estaño.
 Mercurio.
 Plomo.
 Otros metales.
 Minas metálicas.
 Carbon.
 Tierras y piedras.
 El vidrio lleno de agua hirviendo.
 El humo.
 Agua caliente.
 Agua fría.
 Líquidos, excepto los aceites.
 Vidrio calentado al rojo.
 Resina fundida.
 La llama.
 El hielo no muy frío.
 Sales metálicas.
 Sales en general.
 Fluidos animales.
 Ácidos.
 Disoluciones salinas.
 El vapor.
 El vacío imperfecto.
 El aire caliente.

Los fluidos eléctricos no penetran en lo interior de los cuerpos, pues se fijan en la superficie sin disiparse, cuan-

do el ambiente está seco, y que están los cuerpos perfectamente aislados. Esto proviene de que el aire no goza de la facultad conductriz, y así dos esferas iguales, la una hueca y la otra maciza, si se han electrizado del mismo modo, presentan la misma energía eléctrica cuando se mide en la balanza. De aquí resulta que solo los cuerpos malos conductores pueden electrizarse por la fricción; porque en este caso, la electricidad desenvuelta en un punto, queda fija en la parte frotada, y no pudiendo esparcirse en toda la superficie no pierde su energía.

Los principales fenómenos eléctricos son los que se observan con la máquina eléctrica, con la botella de Léida (Leyden), el electróforo, el electrómetro, el condensador, las puntas y la pila de Volta: la descripción y la explicación de los cinco primeros se hallan en todas las obras de física, y no debemos tratar de esta materia en nuestro compendio; solo sí me contentaré con hablar de las puntas y de la pila de Volta, porque el poder de las puntas es sumamente importante, pues nos ha dado los medios de resguardar nuestros edificios de los es-

tragos que causan los rayos y las centellas; y la pila voltáica se usa tan frecuentemente en la química, que las acciones que produce merecen ser el objeto de un examen particular.

DE LAS PUNTAS. El fluido eléctrico tiende á repartirse por sí mismo en la superficie de los cuerpos, pues que la cantidad que puede acumularse sobre un cuerpo es proporcional á su superficie. Poisson ha determinado por el cálculo la ley de distribución de la electricidad en la superficie de los cuerpos. En una elipsóide está situada la capa mas considerable en los extremos del eje mayor; y cuanto mas se alarga el cuerpo, mayor cantidad de electricidad se recoge en la parte aguda. Y por fin, cuando el conductor, cargado de electricidad, se termina en punta, la acumulacion en este punto es tan considerable que sobrepuja la resistencia del aire, y el cuerpo se descarga (*). En esto con-

(*) Y así como los cuerpos puntiagudos se descargan mas fácilmente; del mismo modo se cargan con mas facilidad que los que tienen otra configuración.

siste la ventaja de los *para-rayos*, estos son unas barras rectas é inflexibles, que se colocan verticalmente en la punta de un edificio. Si pasa por cima de él una nube eléctrica, podria descargarse instantáneamente sobre la fábrica, si la capa de aire no fuera suficiente para resistir á esta descarga; pero el *para-rayo* puede ir descargando poco á poco la nube durante su tránsito. Supongamos que la electricidad de la nube sea vítrea; el fluido natural del *para-rayo* se descompondrá, su fluido resinoso se arrojará á la nube por la punta, y la neutralizará totalmente ó en parte, mientras que el fluido vítreo del *para-rayo* se hallará rechazado hácia la tierra. Por consiguiente importa mucho que no halle resistencia alguna en su paso, lo que se logra estableciendo cierto sistema de conductores desde la base del *para-rayo* hasta el suelo en que descansa el edificio.

ELECTRICIDAD GALVANICA, PILA DE VOLTA. La electricidad de que acabamos de hablar era la única conocida hasta 1789, época en que Galvani, físico de Florencia, llamó con sus experimentos la atención de los sabios de Euro-

pa, y dió nuevo impulso á esta ciencia, considerándola bajo un punto de vista enteramente nuevo. Galvani se ocupaba en algunos experimentos sobre la susceptibilidad de los órganos musculares, y notó que si despues de haber puesto á descubierto el nervio crural y los músculos lumbales de una rana, se colocaba un plancha de zinc sobre el nervio, y otra de cobre sobre el músculo, y que estando asi dispuestas se estableciese una comunicacion entre ellas, los músculos de la rana experimentaban un movimiento convulsivo. Este simple hecho ha dado lugar al *galvanismo*, á este ramo de nuestros conocimientos, que enriquecido por los trabajos de Volta, Davy Walláston etc. (*), ha presentado los resultados mas inesperados y de tan suma importancia, que han cambiado todas nuestras ideas sobre la química.

Galvani atribuyó las convulsiones de los órganos de la rana á los efectos

(*) Y de un modo muy notable por los de Gay-Lussac y Thenard. (Véase su obra intitulada : *Recherches Physico-Chimiques.*)

de un fluido particular que llamó *electricidad vital*, fluido que, segun él, se hallaba en los nervios y se transmitia á los músculos por medio de los metales. Volta consideró este fenómeno como un efecto de la electricidad desenvuelta por el contacto de los dos metales, y por fin se atrevió á sostener que el simple contacto de dos sustancias diferentes daba lugar á un desenvolvimiento de electricidad, que, aunque débil, podia sin embargo producir en los órganos una accion sensible. Lo demostró acumulando el fluido, desenvuelto por el contacto, en un electrómetro con pajas, sobre el cual se habia colocado un condensador. Segun el experimento de Galvani, el zinc pasa al estado vítreo, y el cobre al resinoso. Volta meditó nueve años sobre este asunto, y descubrió que se podian conseguir dos corrientes de electricidad por medio de un aparato de su invencion. Tomó 50 á 60 discos de zinc, igual número de discos de cobre; cortó igual número de redondeles de paño, y los humedeció con una disolucion de sal comun; hecho esto los arregló del modo siguiente:

I. ^{er} PAR.	2. ^o PAR.	3. ^{er} PAR.
Disco de zinc..	Disco de zinc. . .	Id.
Disco de cobre.	Disco de cobre. .	Id.
Redondel de pa- ño húmedo.)	Redondel.	Id.

Y así todos los demás sucesivamente. Estos pares dispuestos en columna unos sobre otros, constituyen *la pila de Volta*: de cada extremo de este aparato nace una corriente de electricidad; una de ellas es vítrea, y la otra es resinosa, y su energía aumenta con el número y la dimensión de los discos.

El uso de esta pila es sumamente incómodo. Primero se le sustituyeron cajas rectangulares, cuyas separaciones estaban formadas con discos de cobre y de zinc, soldados unos con otros; y llenando con agua acidulada los intervalos que había entre cada dos pares, se conseguía el mismo efecto que con los redondeles húmedos; por fin en estos últimos tiempos se ha perfeccionado el aparato del modo siguiente:

Una caja con varias divisiones ó baños sirve para contener el líquido que

separa cada par, y este sistema de pares puede, según se quiera, sumergirse en el líquido ó sacarse de él. Las planchas son cuadradas y están unidas de dos en dos pares con unas varillas de metal que tienen la forma de una U; cada varilla está soldada por uno de sus extremos con una plancha de zinc, y por el otro con una de cobre. Uno de los dos pares entra en uno de los baños, y el otro en otro contiguo al primero, de modo que la varilla que las une pasa sobre el diafragma que separa los dos baños. Todos estos pares de planchas están reunidos y fijados en una barra ó varilla metálica, que tiene toda la extensión de la caja, y se sostiene por cima de ella de tal suerte que pueden levantarse estas planchas todas juntas fuera de la caja, sea con la mano ó por medio de una polea dispuesta para este efecto, por si fuera el peso muy considerable. Este aparato se halla representado en la fig. 1.

Los efectos de la pila sobre los cuerpos son sumamente importantes: si se fija en cada *polo* de la pila un hilo de oro ó de platino, metiendo el otro extremo en un vaso que contenga agua;

y disponiendo estos hilos de modo que sus puntas dentro del líquido esten cerca una de otra, pero sin tocarse, se notará que se desprende de cada uno un torrente continuo de gas. Si se recogen estos gases en vasos separados, se reconocerá que el gas que proviene del hilo resinoso es gas hidrógeno, y que el del otro polo es gas oxígeno. El hidrógeno recogido ocupa doble volumen que el oxígeno, y siendo estas proporciones de uno y otro las que constituyen el agua, puede deducirse con certeza que provienen de la descomposición de este líquido.

Este hecho condujo á nuevos ensayos; y así como se habia descompuesto el agua, se logró descomponer el amoníaco, los ácidos sulfúrico y nítrico, y diferentes sales que se expusieron á la acción de la pila. Por fin en 1803 Hysinger y Berzelius sentaron el principio siguiente, confirmado despues por otros muchos experimentos: todos los compuestos se descomponen con la pila, si es bastante enérgica; y en esta descomposición *el oxígeno y los ácidos se acumulan en el polo positivo, mientras que el hidrógeno, los álcalis, las tier-*

ras y los metales se dirigen al polo negativo. Por esto el agua, como queda dicho, se descompone en sus dos elementos oxígeno é hidrógeno: el primero se dirige al polo vítreo, y el segundo al resinoso: la potasa, la sosa, los óxidos metálicos se descomponen igualmente, acumulándose en el polo vítreo, y el metal en el polo resinoso, las sales, sulfato de potasa, de sosa etc., nitrato de potasa, de sosa, etc., se descomponen, y el ácido va al polo vítreo, y la base al polo resinoso: los químicos reconocen en la actualidad que en el mero hecho de combinarse adquieren los componentes propiedades eléctricas opuestas; y así cuando el oxígeno se combina con el hidrógeno, se electriza resinosamente el primero, y vítreamente el segundo. Por consiguiente, si se tiene presente que hay atracción entre las moléculas de distinto nombre y repulsión, entre las que tienen el mismo nombre, será fácil comprender que el agua, combinación de oxígeno y de hidrógeno, expuesta á la corriente eléctrica se descomponga, y que el oxígeno se dirija al polo vítreo, y el hidrógeno al resinoso: se repro-

duce el mismo efecto en toda descomposicion voltáica.

La pila voltáica mas considerable que existe es la que construyó Children. Es verdaderamente gigantesca, pues se compone de veinte pares de planchas de cobre y de zinc, de seis pies de largo cada una sobre dos pies y ocho pulgadas de ancho. Cada par de planchas está unido en cada extremo con planchas de plomo, y colocado en celdas ó baños de madera separados unos de otros: los veinte pares estan sostenidos y fijados en una viga de madera que hace las veces de un fiel de balanza, y lleva consigo contrapesos que facilitan la salida y la inmersion de las planchas. Se ensayó la fuerza de esta batería el 2 de julio de 1813: se llenaron los baños con una mezcla de 60 partes de agua y una de ácido sulfúrico y nítrico; se fué aumentando la dosis hasta doblarla, y por medio de conductores de plomo se condujo la electricidad á un sitio oscuro muy próximo, adonde se hicieron los experimentos. La fuerza de la batería fué prodigiosa; encendió é hizo arder un hilo espeso de platino de seis pies de

largo, y sin embargo esta batería enorme no pudo reblandecer el tungsteno y el urano. Poniendo dos trozos de carbon de cerca de una pulgada de largo y un sexto de pulgada de diámetro á una distancia uno de otro de un trigésimo de pulgada, se manifestaba una chispa brillante, y mas de la mitad del volúmen de cada trozo de carbon se ponía blanca de calor, y si se alejaban un poco las puntas de los carbones una de otra, se establecia por medio del aire caliente una descarga continua en un espacio de cuatro pulgadas á lo menos, y que producía un arco ascendente de luz muy resplandeciente. Cualquiera sustancia se ponía al instante roja de calor en este arco: en él se fundía el platino, como la cera con la llama de una vela, el cuarzo, el zafiro, la magnesia y la cal entraban en fusion, y trozos de diamantes, y puntas de carbon y de *plombagina* desaparecian inmediatamente. Cuando se efectuaba la comunicacion entre las puntas en un aire rarificado en el recipiente de la máquina pneumática, la distancia á la cual se realizaba la descarga aumentaba con el vacío; y cuando ya era solo

la presión una pulgada de mercurio, las chispas atravesaban un espacio de media pulgada. Alejando las puntas de los carbones una de otra se conseguía la descarga á una distancia de seis á siete pulgadas, produciéndose una magnífica luz purpurina; la ignición del carbon era muy intensa, y si se rodeaba este con hilo de platino se fundía el metal, dando chispas brillantes que caían en forma de glóbulos sobre la platina de la máquina. Cuando se acercaban las puntas de los carbones una á otra dentro de líquidos no conductores, tales como los aceites, los éteres, se manifestaban chispas brillantes con desprendimiento de materia eléctrica. Si se ponían los dos conductores extremos en comunicación con una botella de Leyden, el uno con la guarnición interior y el otro con la exterior, se cargaba al instante, y manejándola bien se podía ver la chispa ó experimentar la conmoción. Al cabo de muy poco tiempo de contacto volvía á cargarse con toda su intensidad.

DEL MAGNETISMO.

Los fenómenos, cuyo conjunto constituye el magnetismo, ó la imantación, proceden de la separación del fluido magnético en sus dos elementos, *fluido austral*, *fluido boreal*: hay atracción entre las moléculas de nombre distinto, y repulsión entre las del mismo nombre. Esta hipótesis se asemeja mucho á la que hemos adoptado para la electricidad, y aun OErsted, Ampère, Boisgiraud, Biot, etc. han tratado de probar por sus investigaciones sobre este asunto, que el magnetismo no es mas que una modificación de la electricidad. La explicación y los pormenores de esta nueva doctrina no pueden hacer parte de un compendio de química; y así las personas curiosas y que quieran instruirse en este ramo, podrán leer la memoria del profesor Babinet que se ha publicado en el suplemento de la traducción del sistema de química de Thomson, pág. 168 y siguientes.

CUERPOS ELEMENTALES.

SEGUNDA DIVISION.

CUERPOS PONDERABLES.

El objeto especial de la química es estudiar los cuerpos ponderables, la acción que ejercen estos cuerpos unos sobre otros, y el resultado de esta acción. Dividiremos este estudio en cuatro partes distintas.

- 1.^a PARTE. Consideraciones generales sobre la química.
- 2.^a PARTE. Química mineral.
- 3.^a PARTE. Química vegetal.
- 4.^a PARTE. Química animal.

PARTE PRIMERA.

CONSIDERACIONES GENERALES SOBRE LA QUIMICA.

Cuerpos elementales, afinidad, cohesion.

Hay cincuenta y dos cuerpos elementales, y aunque la naturaleza no ha

necesitado, sin duda, estas cincuenta y dos sustancias primitivas para formar los cuerpos que presenta á nuestras observaciones, los químicos modernos llaman elemento todo cuerpo que no ha podido descomponerse por los medios conocidos hasta ahora.

Como queda dicho, todo cuerpo simple ó compuesto está formado de materia, y la materia, como todo el mundo lo sabe, puede dividirse en partes tan sumamente ténues que apenas basta nuestra imaginación para comprender semejante subdivisión; sin embargo pueden citarse en prueba de esto las materias olorosas y las materias colorantes; por consiguiente es opinión adoptada entre los sabios, que se componen los cuerpos de una infinidad de *átomos ó moléculas* unidas por la atracción general que anima todos los cuerpos, y que ejerciéndose á distancias imperceptibles, se llama unas veces *cohesion*, y otras *afinidad*; *cohesion* ó *fuerza de agregacion* cuando une moléculas de misma naturaleza; y *afinidad* cuando une moléculas de naturaleza distinta. Las moléculas de un pedazo de plomo están unidas entre sí por la co-

hesion, y en el óxido de plomo las moléculas de oxígeno estan unidas con las del plomo por medio de la *afinidad*.

La cohesion está continuamente modificada, y aun á veces destruida por otras fuerzas, y particularmente por el calórico. El hielo es sólido, líquido ó fluido elástico, segun que la fuerza de cohesion es superior, igual ó inferior á la fuerza repulsiva del calórico: el agua destruye la cohesion que une las moléculas de una sal soluble; y la accion del alcohol sobre las resinas, y la de los aceites sobre la grasa son fenómenos que resultan de la misma causa.

No solo el calórico, sino tambien otros agentes modifican la afinidad. El calor desune el oxígeno y el azoe del ácido nítrico; se desprende oxígeno, y el ácido nítrico se convierte en ácido nitroso. El amoniaco descompone el nitrato de plomo, ó en otros términos, destruye la afinidad que unia el ácido nítrico con el óxido de plomo. El juego de estas afinidades comprende toda la química.

No hallándose ya el cuerpo expuesto á la accion del agente que ha destruido la cohesion, esta fuerza vuelve

á ejercerse, y su accion está acompañada de fenómenos mas ó menos notables. El sulfato de sosa, metido en agua, pierde su fuerza de cohesion y se liquida; pero si se vaporiza el líquido, las partículas salinas se atraen para formar un cuerpo regular; y si las circunstancias exteriores favorecen este efecto, afectan constantemente la misma forma, que es un prisma de seis caras. Los metales mismos expuestos al calor pueden fundirse, y por un enfriamiento lento se reunen sus moléculas en masas cristalinas. Este fenómeno se conoce con el nombre de *cristalizacion*. Esta parte de la historia natural se ha convertido en una ciencia casi exacta por las investigaciones y trabajos de Haüy. Este sábio ha probado que la mayor parte de los minerales afectan una cristalizacion particular, y pueden clasificarse, y por consiguiente reconocerse por esta disposicion que guardan sus moléculas.

En otro tiempo se pensó que la afinidad era absoluta, y Berthollet demostró por primera vez que se modificaba esta fuerza con la cantidad relativa de los cuerpos que entraban en

combinacion, con la cohesion, la presion y otras propiedades de las sustancias, tanto simples como compuestas. Para formarse una justa idea de esta hermosa teoría, debe leerse la *estática química* del mismo autor.

Uno de los efectos mas notables de la afinidad, cuando es enérgica, es que los compuestos, cuya formacion determina, gozan de propiedades distintas de las que tenian sus elementos antes de combinarse, pues se distinguen de estos por su densidad, su forma, su color, su sabor y su olor. De la combinacion de dos gases, el hidrógeno y el oxígeno, resulta agua líquida. El mercurio líquido, con su color análogo al de la plata, y el oxígeno gasoso y sin color, forman por su combinacion un óxido rojo y sólido. La sal comun ó hidrocloreto de sosa tiene un gusto salado agradable, y sus dos principios, ácido hidrocloreto y sosa son sumamente cáusticos. Las combinaciones que proceden de sustancias que tienen muy poca afinidad unas con otras, conservan al contrario todas ó parte de las propiedades que caracterizaban sus elementos; la disolucion del azucar ó de la sal

comun en el agua es dulce ó salada. Es verdad que estas combinaciones consideradas rigurosamente, no son sino simples mezclas. Cuando la afinidad recíproca de los cuerpos es muy enérgica, no se combinan sino en un corto número de proporciones, cuyas leyes estan determinadas; pero si es floja la afinidad que une estos cuerpos, se combinan en todas proporciones.

Las leyes de composicion de los cuerpos han dado lugar á varias hipótesis de un orden muy superior, para que puedan referirse en un tratado puramente elemental.

DE LA NOMENCLATURA.

La química no tiene á su disposicion mas que dos medios para conseguir el fin que se propone: es preciso que descomponga los cuerpos compuestos para averiguar cuales son los principios que por su reunion los constituyen, ó que los junte y los combine para estudiar sus acciones recíprocas. El primero de estos dos métodos es la *análisis*; el segundo, la *synthesis*, es el que se sigue generalmente, por-

que presenta muchas menos dificultades. Estudiaremos pues los cincuenta y dos elementos, y al mismo tiempo la acción que ejercen unos sobre otros (*).

Los cuerpos elementales pueden combinarse dos á dos, tres á tres y aun cuatro á cuatro; por consiguiente el número de cuerpos compuestos es casi infinito: ¿cómo pues podremos salir de semejante laberinto, sino por medio de la *nomenclatura*? Y ciertamente que en esta parte de la química es adonde los químicos franceses han hecho el mayor servicio á los sabios. Antes de Guyton-Morveau los compuestos tenían nombres vagos que provenían las mas veces de propiedades atribuidas sin razón á los cuerpos á que se aplicaban; casi siempre tenía un mismo cuerpo varios nombres; y esta multiplicidad y la poca analogía de los nombres entre sí, hacían incierto el estu-

(*) No se comprende entre estos elementos el fluoro, ó sea el radical que, según se sospecha, por su combinación con el hidrógeno, forma el ácido *hidro-fluórico*, llamado hasta ahora *ácido fluórico*.

dio de la química, y por lo mismo difícil y fastidioso. En el estado actual el nombre que recibe un cuerpo compuesto da á conocer al instante las sustancias elementales de que se compone, y frecuentemente la cantidad relativa de estos elementos.

Entre los cuerpos químicos elementales el oxígeno es uno de los mas notables: se combina con todos los cuerpos simples, es el agente de la combustion (*); y así le llaman los químicos

(*) En el estado actual de la ciencia me parece que debe adoptarse la opinión de Berzelius que llama combustion á toda combinación de cuerpos con desprendimiento de calórico y de luz; en cuyo caso hay combustion en la combinación del cloro con el fósforo, en la combinación del cloro con los metales, en la combinación del azufre con el plomo etc. etc. Y así por mi parte admitiré el mismo orden, poniendo primero el oxígeno sin llamarle *elemento comburente*, y en seguida los demas elementos que llamaré elementos oxigenables *no-metálicos* y *metálicos*; y de aquí en adelante sustituiré en el texto estas expresiones á las anteriores que ha adoptado el autor. Son mucho mas exactas, pues que el cloro se puede llamar oxigenable; pero de

el *elemento comburente*, para distinguirle de los otros cincuenta y uno que son combustibles, y que se subdividen en *combustibles no-metálicos* y *metálicos*. Hé aquí los nombres modernos y antiguos de los cincuenta y dos elementos actuales por orden de afinidad con el oxígeno.

Elemento comburente.

<u>Nombres modernos.</u>	<u>Nombres antiguos.</u>
Oxígeno.	{ Aire vital ó deflogisticado.

Elementos combustibles no-metálicos.

(«Elementos oxigenables no-metálicos.»)
 Hidrógeno. Aire inflamable.
 Boro.
 Carbono. Carbon puro.
 Fósforo.
 Azufre.

ningun modo *cuerpo combustible*, siendo así que en las combinaciones que forma con los demás cuerpos es un verdadero *comburente*.

<u>Nombres modernos.</u>	<u>Nombres antiguos.</u>
Selenio.	
Cloro.	{ Acido muriático oxigenado, clorina.
«Bromo.»	
Iodo.	Iodina.
«Zirconio.»	
«Silicio.»	
Azoe.	Aire flogisticado.

Elementos combustibles metálicos.

(«Elementos oxigenables metálicos.»)
 Magnesio.
 Glucinio.
 Ittrio.
 Aluminio.
 Torinio.
 Calcio.
 Stroncio.
 Bario.
 Sodio.
 Potasio.
 Lithio.
 Manganeso.
 Zinc.
 Hierro. Marte.

<u>Nombres modernos.</u>	<u>Nombres antiguos.</u>
Estaño.	Júpiter.
Cadmio.	
Arsénico.	Régulo de arsénico.
Molibdeno.	
Cromo.	
Columbio.	
Tungsteno.	
Antimonio.	{ Régulo de antimo- nio.
Urano.	
Cerio.	
Cobalto.	Régulo de cobalto.
Titano.	
Bismuto.	Régulo de bismuto.
Cobre.	Venus.
Teluro.	
Nickel.	
Plomo.	Saturno.
Mercurio.	Azogue.
Osmio.	
Plata.	Diana. Luna.
Paladio.	
Rodio.	
Platino.	
Oro.	Rey de los metales.
Iridio.	

DE LOS COMPUESTOS BINARIOS. El oxígeno se une con todos los otros cuerpos simples ó elementales, y forma dos clases de cuerpos, los *ácidos* y los *óxidos*. Los primeros tienen un sabor agrio, análogo al del vinagre (*), y enrojecen la tintura azul del tornasol: los segundos son insípidos, ó si tienen algun sabor no es agrio, pero sí acre y cáustico, y vuelven el color azul á la tintura de tornasol enrojecida por un ácido. Los óxidos tienen simplemente este nombre cuando no tienen sabor; pero si su gusto es como el de la orina y análogo al de la potasa, se llaman comunemente *álcalis*. Una propiedad esencial de los ácidos y de los óxidos es la de destruir recíprocamente sus caracteres distintivos, saturándose y formando compuestos neutros.

En la nomenclatura moderna los compuestos de oxígeno y de un cuerpo simple se designan del modo siguiente.

ACIDOS. Se nombra el radical que se termina en *ico* ó en *oso*, segun que el

(*) Cuando estan convenientemente diluidos en agua; pues muchos de ellos cuando estan concentrados no son agrios, sino cáusticos.

cuerpo contiene mayor ó menor cantidad de oxígeno: *ácido sulfúrico*, *ácido sulfuroso*, indican la union del azufre (*radical*) con el oxígeno; pero el primer compuesto contiene mas oxígeno que el segundo.

Bastaba esta regla en la época en que se adoptó, porque el oxígeno era el único principio acidificante conocido, siendo *dos* el mayor número de combinaciones ácidas de oxígeno con un radical, que podían conseguirse en aquel estado de conocimientos; pero los progresos de la ciencia han precisado los químicos á modificar esta parte de la nomenclatura. Y así, como el hidrógeno suele ser principio acidificante, se halla precedido en estos casos de la palabra *hidro* el nombre del ácido, para indicar que entra en su composición el hidrógeno: *ácido hidro-sulfúrico* indica, según esto, un ácido compuesto de hidrógeno y azufre. El fósforo y el azufre no formaban cada uno con el oxígeno mas que dos ácidos: *ácido fosforoso*, *ácido fosfórico*, *ácido sulfuroso*, *ácido sulfúrico*. Pero resulta de las investigaciones de Dulong y Gay-Lussac, que el fósforo puede formar á lo menos cuatro com-

binaciones, y el azufre á lo menos tres con el oxígeno (*): mas tarde conoceremos los nombres que han dado á estos compuestos nuevos.

Oxidos. Cuerpos compuestos de un radical oxigenable, metálico ó no metálico, y de oxígeno; no tienen sabor, ó si le tienen es como el de la orina y análogo al de la potasa. El oxígeno puede unirse en varias proporciones con un radical, dando lugar á la formación de varios óxidos; por consiguiente, para indicar la proporción de oxígeno se anteponen á la palabra óxido las preposiciones, *prot*, *deut*, «*trit*» y *per*. *Protóxido de potasio*, *protóxido* y *deutóxido de hierro*, «*tritóxido de plomo* ó *peróxido de plomo*, *tritóxido de manganeso* ó *peróxido de manganeso*,» indican las combinaciones: 1.º de oxígeno y de potasio; 2.º de hierro con una y dos proporciones de oxígeno; «3.º de plomo con tres proporciones de oxígeno; y siendo esta el maximum de oxidación que puede adquirir este metal, se llama *peróxido*; 4.º de manganeso

(*) Y cuatro contando el ácido *hipo-sulfuroso* admitido por Thenard y otros químicos.

« con tres proporciones de oxígeno que « por ser el *maximum* se llama *peróxido*. » Algunos *óxidos alcalinos* han conservado sus nombres antiguos: dicese *potasa*, *sosa*, *barita*, *stronciana*, *cal* etc., en vez de *protóxido de potasio*, *protóxido de sodio*, *protóxido de bario* etc. « Llámanse *hidratos* los óxidos « que tienen agua en combinacion. »

Los compuestos binarios pueden formarse tambien de dos elementos oxigenables. La nomenclatura varia segun que se efectua la combinacion: 1.º entre elementos *oxigenables no-metálicos*; 2.º entre un metal y un elemento no-metálico; 3.º entre dos metales. Si el compuesto es líquido ó sólido y formado de dos sustancias no-metálicas, ó de un elemento metálico y de otro no-metálico, se nombra el componente no-metálico, dándole la terminacion *uro*, y en seguida el segundo elemento con la preposicion *de*: *sulfuro de fósforo*, *fosfuro de azufre*, *sulfuro de zinc*; los cuales indican las combinaciones binarias líquidas ó sólidas del fósforo y del azufre, del azufre y del zinc.

Si el cuerpo es gasoso, contendrá á lo menos un gas; y asi se nombra pri-

mero este, y despues el segundo cuerpo acabado en *ado*: *azoe-hidrogenado*, *hidrógeno-azoado*, *hidrógeno carbonado* indican los compuestos gasosos formados de azoe y de hidrógeno, de hidrógeno y de carbono.

Si los compuestos binarios constan de dos metales, se llaman *ligas* ó *aleaciones*; excepto cuando el mercurio entra en la composicion, en cuyo caso se llaman *amalgamas*: *liga* ó *aleacion de plomo y de antimonio*, *amalgama de oro*, indican la union del plomo y del antimonio, del mercurio y del oro.

DE LAS SALES. Un ácido puede unirse con un óxido, y forma un cuerpo que las mas veces está cristalizado, y se llama *sal*; se señala la naturaleza de esta sal nombrando primero el ácido; este se termina en *ato* si acaba en *ico*, y en *ito* si acaba en *oso*, y en seguida el nombre del óxido al genitivo; *sulfato de protóxido de hierro*, *sulfato de deutóxido de cobre*, *nitrate de óxido de plata*, *hipo-nitrito de óxido de plomo*, *hidroclorato de óxido de antimonio* indican la union del ácido sulfúrico con el protóxido de hierro; del ácido sulfúrico con el deutóxido de cobre; del áci-

do nítrico con el óxido de plata; del ácido hiponitroso con el óxido de plomo; del ácido hidroclicórico con el óxido de antimonio. Pero se dice mas comunmente por abreviacion: *proto-sulfato de hierro*, *deuto-sulfato de cobre*, *nitrato de plata*, *hiponitrito de plomo*, *hidroclicorato de antimonio* (*).

Los *compuestos ternarios* comprenden todas las sustancias vegetales; y sien-

(*) Algunas de estas abreviaciones tienen el inconveniente de dar una idea equivocada de la composicion de estas sales, pues parece que las expresiones *proto*, *deuto* etc. se refieren al ácido y no al óxido; indicando combinaciones de una, dos y tres proporciones de ácido con la misma cantidad de óxido. Y asi no deberian usarse. El autor ha omitido decir en la nomenclatura lo que se llama *base*, y por lo mismo ha dado una definicion muy limitada de la palabra *sal*. Llámase *base salificable* todo cuerpo que asi como los óxidos puede combinarse con los ácidos y formar sales. Tal es el *amoníaco* ó *hidrógeno azoado*; tales son la *morfina*, la *stricnina* etc. que por ser del reino vegetal se llaman *bases salificables vegetales*. De donde resulta que debe entenderse por la palabra *sal* la combinacion de un ácido con una *base salificable*. Esta es la definicion mas general y mas exacta.

do imposible hallar nombres que recuerden las proporciones de sus elementos, pues todas se componen de las mismas sustancias, se ha preferido conservarlas sus antiguas denominaciones. Lo mismo diremos acerca de los *compuestos cuaternarios*, ó sustancias animales.

ESCALA SINÓPTICA.

Las ciencias fundadas en experimentos tienen la particularidad de ofrecer al hombre un espacio inmenso, cuyo límite no puede llegar á alcanzar; y á veces los descubrimientos mas importantes no han hecho mas que probar la debilidad de su inteligencia, haciéndole percibir una série de fenómenos cuya existencia ni aun siquiera la habia sospechado. Los químicos nuestros antepasados se han dedicado sin cesar á acumular gran número de hechos, dejando á sus sucesores, en esta carrera, el cuidado de coordinarlos. Cuando publicó Lavoisier su nueva teoría de la combustion y de los elementos constituyentes del agua, abrió el camino á la explicacion de una multitud de fe-

nómenos, que hasta entonces habian sido inexplicables: sin embargo, nos parecia que la naturaleza habia hecho sus obras á la ventura, y no habia guardado regularidad en las proporciones de los elementos que forman los compuestos químicos. Wollaston ha tratado últimamente de establecer de un modo muy ingenioso la ley de estas proporciones, y si no ha descubierto la verdad, á lo menos debemos confesar que la combinacion numérica que indica es sumamente clara, y parece adecuarse á todas las análisis químicas. Estos números que llama *equivalentes químicos* ó *números proporcionales* estan calculados y fundados en el principio siguiente.

Si se establece una serie de números que representen las relaciones en que 51 de los cuerpos elementales se combinan con el 52^o, estos números permanecerán constantes, cualquiera que sea el elemento que se adopte despues por tipo ó base del cálculo. Este principio se verifica en un gran número de casos. Si por ejemplo se mezclan dos sales solubles que pueden formar una sal insoluble, hay descomposicion; y

si las dos sales empleadas son neutras, resultan dos sales igualmente neutras.

Antes de la reaccion.	{ Nitrato de barita. Sulfato de sosa. }	neutras.
Despues de la reaccion.	{ Nitrato de sosa. Sulfato de barita. }	neutras.

Por consiguiente la barita que neutralizaba el ácido nítrico en el primer compuesto, se halla justamente en cantidad necesaria para la neutralizacion del ácido sulfúrico en el segundo: el mismo raciocinio se aplica á la sosa, al ácido sulfúrico y al ácido nítrico.

Por consiguiente no ha hecho mas que generalizar un principio particular, y segun esta hipótesis basta calcular los 52 números que corresponden á los 52 elementos para deducir inmediatamente la composicion de todos los cuerpos químicos. Puede adoptarse uno cualquiera de los elementos como *unidad*, y en seguida se calcularán los otros números comparándolos al primero; pero en general se consiguen números fraccionarios, mientras que si se elige por *unidad* el número que expresa el hidrógeno, toda la operacion se ejecuta sobre números enteros.

Referirémos aquí los equivalentes químicos de un gran número de cuerpos simples y compuestos del reino mineral; y los que quieran enterarse de la tabla general no tienen mas que consultar el suplemento de la Química de Thomson, pág. 540 y siguientes.

TABLA

DE LOS

NÚMEROS PROPORCIONALES.

PRIMERO.

De los cuerpos simples no-metálicos y metálicos.

ELEMENTOS.

Hidrógeno.	1
Oxígeno.	8
Boro.	7
Carbono.	6
Fósforo.	12
Azufre.	16

Selenio.	40
Cloro.	36
«Bromo»	75
Iodo.	125
Zirconio.	37
Silicio.	8
Azoe.	14
Fluoro.	16
Magnesio.	12
Glucinio.	18
Ittrio.	32
Aluminio.	9
Calcio.	20
Stroncio.	44
Bario.	70
Sodio.	24
Potasio.	40
Lithio.	10
Manganeso.	33
Zinc.	33
Hierro.	28
Estaño.	59
Cadmio.	56
Arsénico.	38
Molibdeno.	48
Cromo.	28
Tunsteno.	96
Columbio.	144
Antimonio.	45

Urano.....	125
Cerio.....	46
Cobalto.....	26
Titano.....	144
Bismuto.....	71
Cobre.....	64
Nickel.....	26
Plomo.....	104
Mercurio.....	200
Plata.....	110
Paladio.....	56
Rodio.....	120
Platino.....	181
Oro.....	199
Iridio.....	48

SEGUNDO.

ACIDOS.

Acido bórico.....	23
— Carbónico.....	22
— Fosforoso.....	20
— Fosfórico.....	28
— Hipo-sulfuroso.....	24
— Sulfuroso.....	32
— Hipo-sulfúrico.....	36
— Sulfúrico.....	40
— Selénico.....	57

Acido Clórico.....	76
— Clorocianico.....	62
— Hidroclórico.....	37
— Perclórico.....	92
— Iódico.....	165
— Hidriódico.....	126
— Hiponitroso.....	38
— Nitroso.....	46
— Nítrico.....	54
— Hidro-fluórico.....	24
— Fluo-bórico.....	23
— Fluo-silícico.....	24
— Arsenioso.....	54
— Arsénico.....	62
— Molíb dico.....	72
— Crómico.....	52
— Túngstico.....	120
— Colúmbico.....	152
— Hidro-sulfúrico.....	17

TERCERO.

ÓXIDOS.

Agua (óxido de hidrógeno).....	9
Agua oxigenada (deut. de hidr.).....	17
Oxido de carbono.....	14
Oxido de selenio.....	49
Protóxido de cloro.....	44

Deutóxido de cloro.....	68
Protóxido de azoe.....	22
Deutóxido de azoe.....	30
Peróxido de potasio.....	64
— de sodio.....	72
— de bario.....	86
— de hierro.....	80
Deutóxido de estaño.....	75
Peróxido de urano.....	274
— de cerio.....	116
Peróxido de cobalto.....	76
— de titano.....	160
— de cobre.....	80
Oxido rojo de plomo.....	232
Deutóxido de mercurio.....	216
— de rodio.....	136
Peróxido de platino.....	205
— de oro.....	223

CUARTO.

COMPUESTOS BINARIOS DE ELEMENTOS
NO-METÁLICOS.

Hidrógeno carbonado.....	8
— Percarbonado.....	14
— Protosforado.....	13
Carburo de fósforo.....	18
Sulfuro de carbono.....	38

Sulfuro de fósforo.....	28
Proto-cloruro de fósforo.....	48
Cloruro de azufre.....	52
Ioduro de fósforo.....	137
Ioduro de azufre.....	141
Azoe hidrogenado (amoniaco)...	17
Cloruro de azoe.....	158

QUINTO.

COMPUESTOS BINARIOS EN QUE ENTRAN
ELEMENTOS METÁLICOS.

Sulfuro de plata.....	126
— de arsénico.....	108
— de cobalto.....	42
— de cobre.....	80
— de estaño.....	134
— de hierro.....	44
— de mercurio.....	216
— de plomo.....	120
— de potasio.....	56
— de sodio.....	40
— de zinc.....	50
Persulfuro de arsénico (oropi- mente).....	124
— de estaño.....	150
— de hierro.....	60
— de plomo.....	136

Cloruro de plata.....	146
— de calcio.....	56
— de cobre.....	100
— de estaño.....	95
— de hierro.....	64
— de plomo.....	140
— de potasio.....	76
— de sodio.....	60
— de zinc.....	70
— de mercurio.....	236
Percloruro de cobre.....	136
— de estaño.....	131
— de hierro.....	100
— de mercurio.....	272
Ioduro de plata.....	235
— de cobre.....	189
— de hierro.....	153
— de plomo.....	229
— de potasio.....	165
— de sodio.....	149
— de zinc.....	158

Para hacer uso de esta tabla debe observarse que el número correspondiente á cada sustancia elemental expresa el peso relativo de un átomo de esta sustancia comparado con los átomos de los demas cuerpos, tomando por *unidad* el peso de un átomo de hidrógeno.

Para saber en qué proporción se combinan los elementos de un compuesto binario, bastará recorrer la tabla. Tomemos, por ejemplo, el óxido de carbono; su peso relativo es 14; pero el oxígeno y el carbono, de que se compone, pesan el uno 6 y el otro 8; por consiguiente se compone dicho gas de un átomo de oxígeno y de un átomo de carbono.

El ácido carbónico, cuyos elementos son los mismos, pesa 22; por consiguiente está formado de dos átomos de oxígeno 16, contra un átomo de carbono 6. Esta tabla no contiene los pesos relativos de los protóxidos metálicos, porque todos se componen de un átomo de metal y de un átomo de oxígeno: para conocer cuales son bastará añadir 8 al número indicativo del metal, cuyo oxígeno se busca.

Puede tambien deducirse fácilmente de esta tabla la composición de todas las sales neutras, y así:

Nitrato de barita se compone de 54 ác. nit.	78 barita.
— cal	— de 54 — 28 cal.
Sulfato de sosa	— de 40 ác. sulf. 52 sosa.
— potasa,	— de 40 — 48 potasa.

Será fácil demostrar que estas com-

posiciones concuerdan con las análisis publicadas hasta aquí sobre las sales. Según Thenard, «*Tratado de Química, tomo 3.º, pág. 165, 5.ª edición*, el sulfato de potasa se compone de 100 partes de ácido y de 117,72 de base, ó reduciendo la proporción á una parte de ácido, para lo cual basta dividir «los dos números por 100; se compone de 1 de ácido, y 1,177 de base.»

El equivalente químico del ácido es 40; para conocer el que corresponde á la base haremos la proporción siguiente: 1 de ácido es á 1,177 de base como el equivalente químico del ácido es al equivalente químico de la base que se busca.

$$1:1,177::40:x=40 \times 1,177=47,080$$

El número que indica la tabla es 48, y el que resulta del análisis «47,080; diferencia $\frac{2}{100}$ ».

Apliquemos este método de investigación al nitrato de plata, según Thenard, «*tomo 3.º, pág. 243, 5.ª edición*.» Se compone esta sal de 100 de ácido y 214,38 de base, ó lo que es lo mismo de 1 de ácido y 2,1438 de base. El equivalente químico del ácido nítrico es 54; por consiguiente,

$$1:2,1438::54:x=2,1438 \times 54=115,7652$$

De estos cálculos fundados en el análisis resulta que 115,7652 es el equivalente químico del óxido de plata; y por la ley general que ya queda enunciada nos hubiera dado la tabla: 110 eq. qui. de la plata + 8 eq. qui. del oxígeno = 118; la diferencia entre los dos resultados es 2,2348.

Cuando mas se percibe la utilidad de esta tabla es cuando se quiere saber las cantidades de base y de ácido necesarias para que se saturen recíprocamente y formen una sal: por ejemplo, quiero averiguar qué cantidades de ácido y de base debo emplear para conseguir 100 @ de sulfato de protóxido de hierro (*caparrosa verde, vitriolo verde*). Los equivalentes químicos de los componentes son 40 para el ácido y 36 para el óxido; por consiguiente 76 para la sal: diré pues 76 equi. qui. de la sal es á 40 eq. qui. del ácido, como 100 @ de sal es al número de @ de ácido que necesito emplear. $76:40::100@:x=$
 $\frac{40 \times 100 \text{ arr.}}{76} = 52,63 @$; por consiguiente se necesitarán 52,63 @ de ácido sulfúrico para neutralizar 47,37 @

de base ó bien 52 arrobas, 15 libras y $\frac{1}{4}$ de ácido sulfúrico saturarán 47 arrobas, 9 libras y $\frac{1}{4}$ de protóxido de hierro.

Se repetirá este cálculo para todas las operaciones de composicion ó de doble descomposicion de las sales, teniendo sin embargo presente que de las maniobras que se ejecutan en las fábricas, resultan siempre pérdidas inevitables. Por consiguiente el método de fabricacion será tanto mejor, cuanto que las proporciones efectivas de las materias primeras empleadas, y de los productos resultantes, se acerquen mas de las que indican los equivalentes químicos.

Estos ejemplos serán suficientes para hacer apreciar la importancia de los equivalentes químicos; y si del mismo modo que nosotros lo hemos hecho, se comparan los resultados que se consiguen por este método con los que dan las análisis mas exactas, será facil convencerse de que la diferencia que existe entre estos resultados puede atribuirse con razon á la imperfeccion del análisis.

Daremos en esta obra las proporciones por átomos de los elementos que constituyen los cuerpos químicos.

DEL LABORATORIO

Y DE LAS MANIPULACIONES.

La química es una ciencia fundada en experimentos; por consiguiente nadie puede prometerse llegar á poseerla hasta cierto punto, si no trabaja por sí mismo y trata de realizar las operaciones ya conocidas, ó de ensayar otras nuevas que el espíritu de investigacion ó la curiosidad puedan sugerirle; á mas de esto el que trabaja por sí mismo nota en las operaciones mas conocidas una infinidad de pormenores que es esencialísimo saber, y de los cuales sin embargo no se hace mencion en los libros, pues como se observan á cada paso, pareceria demasiado minucioso referirlos.

La preparacion de los compuestos químicos exige del preparador cierta habilidad práctica que solo se adquiere á fuerza de costumbre; y este defecto de costumbre detiene las mas veces al estudiante en la primera operacion, le cansa, le desanima y le hace abandonar un estudio que sin duda le hu-

biera interesado muchísimo, mas adelante. Trataré de trazar algunas reglas generales que podrán servir de guía á el que sin querer llegar á ser un químico profundo, solo se propone hallar en la química un objeto de diversion ó de utilidad.

Los objetos esenciales en un pequeño laboratorio son:

Una buena pieza para laboratorio.

Otra con almarios para guardar los productos químicos.

Una buena chimenea.

Una gran mesa colocada en medio del cuarto: esta sirve para todas las operaciones que no exigen un alto grado de calor; tales son las disoluciones, filtraciones y precipitaciones.

Algunas palomillas con sus tablas bastante largas para que sostengan los utensilios siguientes: Dos hornos ordinarios, fig. 2 y 3. Uno pequeño de reverbero, fig. 4. Unas balanzas, pesos antiguos y modernos, y varias medidas de capacidad, desde media azumbre hasta una copa, todas de estaño. Retortas de vidrio, de barro y de porcelana de varios tamaños. Frascos de varias capacidades sin tubulura, y otros con

una, dos y tres tubuluras, fig. 3.

Varias campanas pequeñas ó *probetas* desde 4 hasta 10 onzas, fig. 2.

Tubos rectos y encorvados de formas distintas, fig. 2 y 3. Cápsulas de vidrio, de porcelana y de platino de varios tamaños. Una calderilla de plata con su espátula. Escofinas, espátulas, embudos, corchos y redomas. Crisoles de barro de todos tamaños. 2 crisoles pequeños, uno de plata y otro de platino. Cañones de hierro y de porcelana. Un alambique de cobre estañado, con el baño-maría de estaño y el serpentín correspondiente. Papel para filtrar, engrudo, etc. etc.

Dos baños provistos de su tablita con muescas de 2 á 6 líneas de ancho. El mas grande sirve para el agua, el segundo para el mercurio: se conocen con los nombres de *baño hidro-pneumático*, y *baño hidrargiro-pneumático*, fig. 2. Los lútenes forman una parte esencial de toda operación química; sirven para impedir la pérdida de un gas, cuando se prepara: los hay de varias especies.

1.º El lúten ordinario basta para las operaciones que exigen una temperatura poco elevada, se prepara con partes

iguales de engrudo y de harina de linaza, ó mas bien pasta de almendras.

2.º Un lúten mas resistente se hace con la cal viva y la clara de huevo.

3.º Se prepara tambien un lúten que puede sostenerse á una temperatura muy elevada, desliendo en agua tierra de arcilla y añadiendo estiercol de caballo; se aplica este lúten por capas (dos ó tres), teniendo el cuidado de no dar la segunda mano hasta que esté bien seca la primera.

El método que debe usarse en las preparaciones varía con el estado del cuerpo que se quiere obtener; y este producto solo puede ser gasoso, líquido ó sólido.

DE LOS PRODUCTOS GASOSOS. (fig. 2.)
El aparato está casi siempre dispuesto como se ve en la figura: se compone, 1.º de una retorta *B* de vidrio ó de barro, segun el grado de calor que se necesite: 2.º de una alargadera *SN* fijada en la retorta con un corcho enlodado con esmero: 3.º de un tubo encorvado y adaptado á la alargadera; este tubo se dirige bajo la campana que se llena de agua, y se vuelca boca abajo sobre la tabla del baño *hidro-pneu-*

mático. Cuando el gas no se disuelve en este líquido, como el fluido elástico es mas ligero que el agua, va á ocupar la parte superior de la campana, y rechaza dentro del baño el líquido que ha desalojado.

Si el gas es soluble en el agua, la disposicion del aparato es la misma, con sola la diferencia de hacer uso del mercurio en vez del agua. Por fin, si siendo soluble en el agua, se quiere obtenerle en disolucion en este líquido, porque entonces es mas facil emplearle, se usa un aparato particular, conocido con el nombre de *aparato de Woulff*: esta disposicion representada fig. 3 se compone:

1.º de una retorta de vidrio ó de barro: 2.º de una alargadera: 3.º de varios frascos tubulados que contienen agua y estan unidos entre sí con tubos encorvados, que entran en los corchos que sirven de tapones á cada tubulura lateral: la tubulura del medio recibe un tubo recto que se sumerge de 2 ó 3 líneas en el líquido del frasco, y que se llama *tubo de seguridad*: este tubo es muy importante: sirve asi como el tubo del aparato anterior, para evitar la absorcion.

Al empezarse la operacion se desprende primero el aire de los vasos, y poco tiempo despues se desprende el gas. Si este desprendimiento se va amortiguando por una causa cualquiera, la presion atmosférica exterior no hallándose contrapesada por la del interior, el líquido del baño ó el de los frascos se arrojaría dentro de la retorta, la enfriaría bruscamente y podría romperla. Esto no puede suceder cuando el aparato está provisto de los tubos de seguridad; porque si el desprendimiento disminuye, el aire exterior vuelve á entrar al instante por estos tubos, y restablece el equilibrio.

DE LOS PRODUCTOS LÍQUIDOS. Si el producto es líquido y se desprende al estado de vapor, el aparato que se usa está representado fig. 4, y se compone: 1.º de una retorta de vidrio ó de barro: 2.º de una alargadera: 3.º de un globo tubulado, en el cual entra la alargadera, y que recibe en su tubulura un tubo largo y abierto que no puede tapar el aparato, y en el cual se condensa todo el vapor que hubiera podido escaparse. El globo ó recipiente está metido en una mezcla refrigerante, ó sim-

plemente envuelto en un trapo mojado que le mantiene á una temperatura poco elevada, y facilita la condensacion de los vapores.

Si se quieren descomponer vapores ó gases, ó si se quiere combinarlos con una sustancia sólida á una temperatura mas ó menos elevada, se emplea el aparato fig. 5. El fluido elástico pasa en un cañon, ya sea que esté vacío, ya sea que contenga el sólido, sobre el cual se quiere que el gas ejerza su accion. Este cañon, que las mas veces es de porcelana, atraviesa un horno de reverbero dispuesto para este efecto, y en el cual se mantiene un fuego muy ardiente.

Ordinariamente no se hace pasar el vapor ó el gas por el cañon, sino cuando está ya rojo de calor.

A uno de los extremos del cañon se ha representado la vejiga llena del gas que se quiere combinar ó descomponer; al otro extremo está la vejiga, en la cual se recibirá despues que haya experimentado la accion del fuego; algunas veces en lugar de esta última vejiga se adapta al extremo del cañon un tubo encorvado que se dirige bajo la

tablita de la cuba neumática, adonde se recoge el nuevo gas.

DE LOS PRODUCTOS SÓLIDOS. La preparación de los productos en estado sólido no ofrece ninguna dificultad, y tendremos ocasion de hacerlo notar mas adelante.

Por fin, cuando *se monta un aparato*, se pondrá siempre un grandísimo cuidado en enlodar exactamente todas las junturas.

SEGUNDA PARTE.

QUÍMICA MINERAL.

Esta parte de la química es la mas importante, y presenta los resultados mas ciertos y positivos; puede dividirse en tres secciones.

- 1.^a SECCION. Del oxígeno.
- 2.^a SECCION. De los elementos oxigenables no-metálicos.
- 3.^a SECCION. De los elementos oxigenables metálicos.

Estudiaremos los mas importantes de estos cuerpos; referiremos despues

de la historia de cada elemento su accion sobre los cuerpos simples ó compuestos anteriormente examinados, y en cuanto sea posible sus aplicaciones á las artes.

No harémos mas que nombrar las sustancias simples ó compuestas que no tienen ningun uso, ya sea en las artes, ya en los laboratorios. El examen de su composicion y de sus propiedades, necesario para completar la historia de la ciencia, no puede colocarse en un cuadro tan limitado, como lo es el de esta obra; daremos para cada compuesto las relaciones en peso de sus elementos inmediatos; elegiremos las proporciones mas generalmente adoptadas, á las que añadiremos la relacion dada por la escala sinóptica.

Todas las veces que se trata de la gravedad específica de los sólidos, se toma el agua destilada por unidad de comparacion; es decir, que el cuerpo pesará 1, 2, 3, pesando 1 el mismo volumen de agua.

Para los gases se toma por unidad el peso del aire atmosférico.

Tambien recordaremos á nuestros lectores que cuando se trate de tempe-

ratura en el discurso de esta obra, hablaremos siempre con referencia al termómetro centígrado.

I.^a SECCION.

Oxígeno.

Gravedad específica 1,1026.... fluido elástico, permanente, sin color, sin olor, muy poco soluble en el agua, necesario para la combustion ordinaria y la respiracion, descubierto por Priestley en agosto de 1774: el calor le dilata, una presion fuerte y repentina le hace luminoso; si se mete una cerilla encendida en una campana llena de este gas, arde con tal resplandor que deslumbra. Lo mismo sucede con un alambre de hierro, cuyo extremo está guardado con un pedazo de yesca encendido: el metal se disipa en glóbulos brillantes. El fósforo, el azufre, el carbon arden igualmente con viveza; los productos de esta combustion son los ácidos fosfórico, sulfuroso y carbónico; por fin todos los cuerpos simples se combinan con el oxígeno, dando lugar á un desprendimiento mas ó me-

nos notable de calórico. Este gas se extrae del peróxido de manganeso en polvo (debe preferirse el de Alemania); se calcina este cuerpo en una retorta de barro, á la cual se adapta el aparato n.º 1; el peróxido abandona una parte de su oxígeno, pasa al estado de deutoxido, y el gas se recoge en la campana sobre el baño *hidro-pneumático*.

De la combustion.

Todo el mundo está familiarizado con el fenómeno conocido por el nombre de *combustion*. Un cuerpo combustible, el carbon de leña, por ejemplo, expuesto con el contacto del aire á una temperatura elevada, se calienta, se *enciende*, y tarda poco en desprender calórico acompañado de luz. Cuando cesa este desprendimiento se halla consumido enteramente el carbon, y solo queda un corto residuo de cenizas; aquel se convirtió casi en totalidad en ácido carbónico, que se ha desprendido, y que es fácil recoger en el baño pneumático. El peso de este gas excede con mucho el del carbon que ha desaparecido. Se suponía an-

tiguamente que la combustion provenia de la accion de un cuerpo elemental llamado *fuego*, que tenia la propiedad de devorar algunos otros cuerpos y de convertirlos en su propia sustancia. Esta explicacion, completamente defectuosa, fue reemplazada por las diversas hipótesis de Hookc, de Mayow y de Stahl. Segun esta última, todos los combustibles encierran un cuerpo llamado *flogístico*, al cual deben su combustibilidad; esta sustancia es la misma en todos los combustibles, los cuales difieren únicamente por la proporcion de los otros principios, combinados con el flogístico. La combustion y todos los fenómenos que se refieren á ella, dependen únicamente de la separacion y disipacion de este principio, y el residuo que queda es incombustible. Es evidente que esta teoría no puede adoptarse, porque una consecuencia necesaria que se deduce de ella es que el cuerpo quemado pesaría menos despues de la combustion que antes; y está bien probado en la actualidad que en la combustion ordinaria el peso de los gases que se desprenden junto con el del residuo es

superior al del combustible, y así modificaron sucesivamente esta teoría Macquer, Priestley, Crawford y Kirvan.

Mientras que así se cambiaba de varios modos la teoría de Stahl sobre la combustion, el ilustre Lavoisier se ocupaba en estudiar con esmero los fenómenos. Dedujo sus primeras nociones exactas sobre la combustion de una memoria de Bayen, leida á la Academia en 1774; trabajó sobre estos datos y llegó á establecer plenamente la existencia de esta ley general: *En toda combustion el oxígeno se combina con el cuerpo que se quema*. Este descubrimiento importante ha esparcido nueva luz sobre los fenómenos químicos, y ha reunido y explicado un gran número de hechos aislados, que se han hallado refundidos en forma de ciencia.

En esta teoría toda fijacion de oxígeno es una verdadera combustion; el mercurio expuesto al calor y al aire absorbe el oxígeno de este aire, y se transforma en un polvo rojo; luego hay combustion: sin embargo los químicos han reservado este nombre para toda absorcion de oxígeno acompañada de calórico y de luz. La palabra *oxigena-*

ción comprende los fenómenos en que hay fijación de oxígeno sin desprendimiento aparente de calórico y de luz.

Lavoisier explicó así del modo más satisfactorio el cambio de estado que experimentan los cuerpos en toda combustión ú oxigenación, y se valió de la teoría de Crawford para dar cuenta de la emisión de calor y de luz que constituye en parte estos fenómenos. El calórico y la luz unidos al oxígeno, cuando se halla en estado de gas, se separan de él cuando pierde este estado para combinarse con el combustible; pero si en los casos ordinarios satisface generalmente, hay otros en que no puede convenir. Se supone que el calórico y la luz están combinados con el oxígeno de la atmósfera, porque está en estado de gas, y que se separan de él, porque pierde este estado cuando se combina con los sólidos ó los líquidos; sin embargo las combinaciones del oxígeno, cuando está ya solidificado ó liquidado, producen combustiones tan violentas como cuando está en el estado gaseoso: tal es la acción del ácido nítrico concentrado sobre la esencia de trementina. Aquí el azoe del

ácido nítrico había experimentado la *combustion*; el oxígeno con que se había unido, y que le había quemado ya, estaba líquido, y sin embargo este oxígeno ha dado calórico y luz al combinarse con el hidrógeno y el carbono que entran en la composición de la esencia. Es preciso pues confesar que no valiéndose más que de la teoría de Lavoisier, una parte de los fenómenos de la *combustion*, es decir, el desprendimiento de calor y de luz, es á veces inexplicable. Se experimenta sobre todo esta insuficiencia cuando es preciso explicar los fenómenos de la *combustion* en varias combinaciones que no contienen oxígeno. El antimonio pulverizado da una llama viva y brillante, cuando se echa en un frasco lleno de cloro; el potasio y el sodio, uniéndose con el iodo sin presencia de oxígeno, desprenden calor y luz. Los químicos ingleses opinan que estas combinaciones son combustiones verdaderas; por consiguiente en lugar de admitir con Lavoisier que el oxígeno es el único cuerpo comburente, adoptan por comburentes, ó *sostenes de la combustion*, varios cuerpos llamados hasta aquí

combustibles: estos son el cloro, el iodo y el fluoro; y así según Thomson, la combustion es la combinación de un cuerpo combustible con uno de los sostenes de la combustion, acompañada de calórico y de luz. Esta teoría es también muy imperfecta.

El profesor de química de la facultad de medicina de París, D. Mateo Orfila, ha dado otra nueva explicación del fenómeno de la combustion. Las moléculas de los cuerpos están contenidas á ciertas distancias unas de otras por la interposición del calórico. Los intervalos llenos de este fluido, que existen aun en las sustancias más densas, son inmensos, según la opinión de los físicos más célebres: la cantidad de calórico interpuesta aumenta según el estado del cuerpo; es mayor en los líquidos que en los sólidos, y aun mayor en los gases que en los líquidos. Todas las veces que dos cuerpos al combinarse forman un cuerpo más denso, hay pues desprendimiento de calórico, y este desprendimiento es más ó menos grande; es generalmente poco notable en la combinación de los cuerpos sólidos entre sí, lo es mucho más en la de los lí-

quidos, y lo es en sumo grado en la de los cuerpos gaseosos, ya sea con otro fluido elástico, ya con un cuerpo sólido ó líquido. El cloro y el hidrógeno se combinan con desprendimiento de calórico y de luz. El hidrógeno y el oxígeno producen el mismo fenómeno en la formación del agua. La unión acompañada de llama del cloro con varias sustancias sólidas que quedan ya indicadas, la del oxígeno con la mayor parte de los cuerpos se explican igualmente bien en esta hipótesis. La energía de la afinidad de los dos cuerpos, la facilidad y prontitud con que se combinan, determinan la aparición ó la ausencia de los fenómenos de la combustion; y así el oxígeno se une al hierro en su oxidación al aire libre sin desprendimiento sensible de calórico, porque los puntos de contacto son raros y la combinación lenta: si se mete el hierro en un frasco lleno de gas oxígeno puro, y que se facilite la combinación por el calor, la luz producida por la actividad de la combustion será como se ha dicho de tal modo resplandeciente, que deslumbrará la mejor vista; por fin si el oxígeno unido ya á un cuerpo le aban-

dona para combinarse con otra sustancia, con la cual tenga mas afinidad, al determinar una union mas íntima podrá causar un desprendimiento de calórico: tal es el caso de la llama que se manifiesta en la combinacion del carbono y del hidrógeno que existen en la esencia con el oxígeno que se separa del ácido nítrico: el oxígeno abandona muy facilmente el azoe, y tiene al contrario mucha afinidad con el carbono y el hidrógeno.

La combustion sería pues, segun la definicion de Orfila, un fenómeno muy general que sucede siempre que dos ó mas cuerpos se combinan con desprendimiento de calórico y de luz. Esta hipótesis, bastante ingeniosa, no es suficiente sin embargo para explicar todos los hechos (*).

(*) Berzelius da la misma definicion, pero explica de otro modo los fenómenos de la combustion. Esta es materia muy importante; mas no puede tratarse en una obra tan elemental como esta, y así será uno de los objetos de que trataré en mis lecciones, pudiendo desenvolver entonces las ideas de aquel sábio químico. Véase su obra intitulada *Teoría de las proporciones químicas*, un tomo.

Cuando un cuerpo en combustion se pone rojo, sin dar llama, se dice que está en *ignicion*. Si este cuerpo esparce al quemarse una viva luz en forma de llama, se da á este fenómeno el nombre de *inflamacion*; si la inflamacion se efectua repentinamente y con ruido, se dice que hay *detonacion*.

Cuando hay combustion con llama, la viveza de esta última será tanto mayor cuanto que el producto de esta combustion se acerque mas del estado fijo. El fósforo, el zinc y el potasio dan una llama muy brillante; los productos que se obtienen ácido fosfórico, óxido de zinc y potasa son fijos. El hidrógeno y el azufre dan al contrario una llama poco visible, porque los productos agua y ácido sulfuroso son volátiles.

La llama no puede atravesar una tela metálica fina. Cada abertura hace el oficio de un tubo muy corto, absorve calor, enfria el cuerpo, y por consiguiente se opone á la inflamacion del combustible que pasa sin arder á la parte opuesta de la tela: la finura de esta tela debe ser proporcionada á la temperatura que exige el combustible para su inflamacion. Una tela de 100 aberturas por

cada pulgada cuadrada impide la inflamación del vapor de espíritu de vino, pero no puede impedir la inflamación del hidrógeno. Este último combustible exige hilos de $\frac{1}{8}$ de pulgada de diámetro, y 800 aberturas por cada pulgada cuadrada.

De este principio confirmado por la experiencia se ha hecho una feliz aplicación para oponerse á la detonación de los gases inflamables, de que suelen estar llenas las minas de carbon de piedra. Estas detonaciones que produce la luz que llevan los trabajadores para guiarse en las operaciones, conmueve la mina, y gran número de ellos suelen ser víctimas de estas explosiones. Para oponerse á estos desastres se ha construido una lámpara destinada á alumbrar los mineros, la cual está rodeada de una tela metálica; cuando la luz disminuye, esta disminución, á la cual sucede muy pronto cierta luz fosfórica esparcida en todo el interior de la lámpara, indica que la atmósfera está muy cargada de gases inflamables, no contiene ya casi oxígeno, y que por consiguiente es irrespirable. Por otra parte se ha notado que un hilo de platino

calentado hasta el rojo blanco, conserva este estado cuando está dentro de una mezcla detonante. Por consiguiente se ha rodeado la llama de un hilo de platino: este se pone rojo con la luz de la lámpara, y cuando la atmósfera no contiene ya bastante oxígeno, y que aquella se apaga, el hilo de platino se conserva en ignición y guía al obrero en su salida; pero así que este se acerca á la abertura de la mina, el hilo vuelve á encender la lámpara.

Varios químicos, entre los cuales se distinguen Lavoisier y Laplace, han tratado de determinar el calor que se produce en la combustión de distintas sustancias: las tablas siguientes manifiestan el resultado de las investigaciones hechas sobre esta materia.

Tabla de las cantidades de hielo fundido por el calor que proviene de la combustión de varios cuerpos.

Segun Clement y Desormes.

	Libras de hielo.
Una libra de hidrógeno.....	295,00
— Carbon de leña mas ó menos	
seca, de 80 á.....	94,00
— <i>Coke</i> puro.....	94,00

	<u>Libras de hielo.</u>
—Carbon de piedra, segun su calidad, de 76 á.....	94,00
—Leña mas ó menos seca, de 38 á.....	40,00
— <i>Turba</i> , la mejor.....	26,00

Segun Lavoiser.

Una libra de hidrógeno.....	313,
—de aceite de olivas.....	148,883
—de cera blanca.....	140,000
—de fósforo.....	100,000
—de carbon.....	96,351
—de sebo.....	95,813
—de éter sulfúrico.....	74,313
—Salitre y azufre (partes iguales).....	32,000
—de salitre con $\frac{5}{16}$ de carbon.....	12,000

Puede deducirse de estas tablas el calor comunicado á un peso determinado de agua, durante la combustion de un peso igual de la sustancia combustible.

Una libra de hidrógeno funde 313 de hielo, ó eleva 313 libras de agua de 0° á 75°, segun el principio establecido al tratar del calórico, ó lo que viene á ser lo mismo eleva una sola li-

bra de agua de 313 veces 75°; es decir, $313 \times 75 = 23475^\circ$; es decir, que una libra de hidrógeno durante su combustion elevaria la temperatura de una libra de agua desde 0° hasta 23475°. El cálculo hecho sobre otras sustancias da los resultados siguientes:

Segun Clement y Desormes.

Una libra de hidrógeno eleva una libra de agua de 0° á... 295×75 ó 22125 grados.

Carbon de leña	
de 0° á.....	6000 y á 7050
Coke puro.....	7050
Carbon de piedra de.....	5600 y á 7050
Leña.....	2850 y á 3000
Turba.....	2000

Segun Lavoisier.

El aceite de olivas eleva el agua de 0° á.....	$148,883 \times 75 = 11166^\circ$
la cera..... á.....	10500
el fósforo..... á.....	7500
el carbon..... á.....	7225
el sebo..... á.....	7185
el éter sulfúrico... á.....	5573
el salitre con parte	

igual de azufre. á 2400
 el salitre con $\frac{5}{16}$ de
 carbon á 900

Por estos resultados se ve que á igualdad de peso el carbon de piedra, el coke y el carbon de leña son combustibles bien preferibles á la turba y á toda clase de leña.

En estos cálculos se supone que la capacidad de los cuerpos para el calórico es invariable cuando estan elevados á temperaturas muy elevadas; pero esta ley no está demostrada, pues parece que al contrario el calórico específico de los cuerpos aumenta con su temperatura.

2.^a SECCION.

De los elementos oxigenables no metálicos.

Estos son en número de trece, si se admite la existencia del fluoro como radical del ácido hidro-fluórico: los clasificaremos por el orden de afinidad con el oxígeno.

Del hidrógeno.

Peso específico 0,069. El hidrógeno es un fluido elástico, permanente, sin

color, insoluble en el agua: su olor cuando no está puro se semeja algo al del ajo. Es el mas ligero de todos los gases. Un cuerpo en *ignicion* se apaga dentro de una probeta llena de este gas, y puede pegarle fuego antes de apagarse si está el hidrógeno en contacto con el aire atmosférico, en cuyo caso arde el gas con una llama azulada. Si en vez de estar en ignicion despide llama el cuerpo introducido en la campana, la inflamacion no deja jamas de verificarse. Se prepara con el aparato número 1, que puede simplificarse sustituyendo á la retorta y á la alargadera una redomita (*fiolè à médecine*), en que se echan granalla de zinc, agua y ácido sulfúrico. El agua se descompone, su oxígeno unido al zinc forma el óxido de zinc, que combinándose con el ácido sulfúrico forma el sulfato de zinc, mientras que el hidrógeno del agua se desprende, y se recoge en la campana. No se consigue completamente puro por este medio.

La gran ligereza del hidrógeno ha hecho adoptar su uso para la confeccion de los globos: estos son comunemente esféricos y de tafetan engomado:

se llenan de hidrógeno, y como pesan menos que el volúmen de aire que desalojan; tienen una tendencia á subir. La magnitud del globo determina la carga que puede recibir el barquichuelo.

Mezclado con el oxígeno, el hidrógeno se enciende y hace explosion en su contacto con un cuerpo en ignicion ó por la chispa eléctrica. Se emplea esta mezcla para producir un calor sumamente intenso, para lo cual se usa un instrumento que se llama *soplete*. Se da este nombre á todo aparato que desenvuelve por medio de una corriente de gas un calor tan fuerte que cuando se sabe aprovechar, funde casi todos los metales, con tal, sin embargo, que no se expongan estos cuerpos á la llama, en pedazos mas gruesos que un grano de trigo. El soplete mas sencillo es un tubo encorvado, y que se termina en punta, por medio del cual se sopla sobre una lámpara ordinaria, se forma así un cono luminoso bañado de aire exterior é interiormente. En este instrumento, conocido con el nombre de *soplete de boca* ó *soplete ordinario*, el azoe que es una de las partes del aire

disminuye el calor, y por lo mismo será este muchísimo mas fuerte si se sustituye al aire una corriente de gas oxígeno puro que se establece ejerciendo cierta presion sobre una vejiga llena de gas, y á la cual se adapta un tubo que acaba en punta. Por fin se ha aumentado el calor reemplazando el oxígeno con una mezcla de oxígeno y de hidrógeno en las proporciones necesarias para formar agua. Se precave la detonacion colocando el depósito en otra sala, y terminando el conducto por un tubo de vidrio recto y capilar que acaba en punta, y que lleva en su base una multitud de telas metálicas. Hé aquí algunos experimentos hechos con el soplete de gas oxi-hidrógeno.

El *platino* expuesto en pedacitos á la corriente del soplete se fundia, y las mayores gotas que cayeron pesaban 10 granos: colocándo muchos de estos glóbulos en un hueco practicado en un trozo de carbon, y exponiéndolos á la mayor fuerza de los gases, hierve el metal, y gotea formando una sola masa. De este modo se han fundido mas de 200 granos de platino en un glóbulo metálico brillante.

El antimonio, el hierro, el cobre, la plata, y aun el oro mismo, puestos en el carbon y bajo la influencia de estos gases, arden rápidamente con una llama cuyo color varía con la naturaleza del metal: el antimonio y el hierro dan una llama resplandeciente acompañada de chispas brillantes: el cobre, la plata y el oro despiden una llama verde.

El *sílex* se funde en un vidrio colorado: la *alúmina* se convierte en un esmalte de un blanco de leche, la *barita* da un esmalte de un blanco-gris, lo mismo sucede con la *zircona*, la *stronciana*, la *glucina*, la *cal* y la *magnesia*; pero cada una de estas tierras presenta variedades en la marcha del fenómeno.

También se ha logrado fundir la porcelana, trozos de crisoles de Hesse, la loza de Wedgwood, muchas arcillas, como la arcilla blanca (*terre de pipe*), el ladrillo refractario y algunas rocas. Lampadius, usando del soplete de gas, ha observado que el calor producido en la combustión del oxígeno mezclado con el hidrógeno percarbonado que se extrae del car-

bon de piedra, es superior al que se obtiene con el hidrógeno puro.

Del agua.

El hidrógeno se une químicamente con el oxígeno, y puede formar dos compuestos, el *agua* y el *agua oxigenada*: «el segundo de estos productos «no se usa mas que para quitar de los «cuadros al oleo las manchas negras «de *sulfuro de plomo* que suelen tener «al cabo de muchos años;» y para explicar su preparación sería preciso entrar en pormenores que no son propios de esta obra. Por estas razones tratamos únicamente del primero.

El agua es el líquido que con tanta profusión se halla esparcido por toda la superficie del globo: en este estado no es jamás pura, y solo lo es el agua de lluvia. Las sustancias extrañas que están mezcladas con el agua, son más volátiles ó más fijas que ella misma; por consiguiente se purifica haciéndola hervir, condensando los vapores, y arrojando las primeras partes que se condensan. Esta operación se ejecuta en grande por medio de un aparato llamado *alambique* representado fig. 6.

El líquido purificado lleva el nombre de agua *destilada*; es trasparente, sin olor, insípida, puede transmitir el sonido y mojar la mayor parte de los cuerpos, es muy poco compresible, su poder refringente es considerable, conduce mal el fluido eléctrico, y pesa 781 veces tanto como el mismo volumen de aire: su peso específico se toma por *unidad*, y sirve para medir el de los cuerpos sólidos y líquidos.

El agua enfriada hasta 0° pasa al estado de hielo: calentada hasta 100° hierve y se convierte en vapor. La disolución de las diferentes sales en el agua cambia su punto de ebulición: la mayor parte le elevan, y esta elevación es proporcional á la cantidad de sal disuelta: algunas le bajan: el sulfato de cobre no le cambia.

El calor más fuerte que se conoce no puede por sí solo descomponer el agua. «Esta se compone en peso de 88,90 de oxígeno y 11,10 de hidrógeno» (esc. sinóp. 8 de oxígeno y 1 de hidrógeno), ó en volumen de 2 de hidrógeno y de 1 de oxígeno. Este descubrimiento de Cavendish y Lavoisier puede verificarse por el análisis y por la síntesis.

En 1781 Cavendish ocupándose en examinar en qué se convierte el aire perdido en la combustión, emprendió experimentos en los cuales quemó «un volumen de gas hidrógeno que pesaba 500.000 granos,» (32,375 kilogramos) con dos veces y media igual volumen de aire común; y haciendo pasar esta mezcla ardiendo por un tubo de vidrio de cerca de dos metros de largo, condensó 135 granos (8,740 gramos de agua pura).

El 24 de junio de 1783, Lavoisier y Laplace repitieron el experimento de la combustión del hidrógeno y del oxígeno en vasos de vidrio sobre el mercurio en cantidad mayor que la que había quemado Cavendish, y el resultado fue de cerca de 5 dracmas (19,17 gramos de agua pura).

Por fin el experimento de Fourcroy, Vanquelin y Seguin, empezado el miércoles 13 de mayo de 1790, no se concluyó sino el viernes 22 del mismo mes: el volumen de gas hidrógeno fue de 25.963.563 pulgadas cúbicas, cuyo peso era 1.039.358 granos: el volumen de gas oxígeno fue 12.570.942 pulgadas cúbicas que pesaban 6.209.869 granos

El peso total de estos dos gases era de 7.249.227 granos.

El peso total del agua obtenida fué 7245 granos, ó 12 onzas 4 dracmas y 45 granos: el deficit fue solo de 4227 granos. Este experimento no puede dejar la menor duda.

La composicion del agua puede demostrarse por el análisis. Lavoisier hizo un experimento que es facil repetir, y que consiste en hacer pasar vapor de agua por un cañon de hierro enrojecido al fuego. El hierro se oxidó, y hubo desprendimiento de gas hidrógeno; el vapor de agua, que se hizo circular entre varias sustancias combustibles, produjo el mismo efecto. Para este experimento se usará el aparato núm.º 1. Se sustituirá á la alargadera un cañon de hierro ó de porcelana, que se llenará de virutas de hierro bien limpio y brillante. El cañon atravesará el horno donde se calentará hasta el rojo, como en el aparato n.º 5.; los productos resultantes, que son hidrógeno y vapor de agua, se recogerán sobre el mercurio, y la retorta se llenará de agua que se hará hervir.

La mayor ó menor pureza del agua

ha hecho clasificar las aguas en tres secciones: *agua pura ó destilada, aguas ordinarias, aguas minerales.*

La primera es la que acabamos de examinar; se emplea en los laboratorios para las análisis y varias preparaciones.

La segunda es el agua que se bebe comunmente: contiene varias sales, como son el sulfato de cal, el carbonato de cal y el hidrociorato de sosa etc. Cuando estas sales existen en demasiada cantidad, el agua no puede servir para cocer las legumbres, y disuelve mal el jabon porque le descompone: ordinariamente estos dos medios son los que se usan para conocer si una agua puede emplearse en los diferentes usos domésticos. En el primer caso el selenito (sulfato y carbonato de cal) que contiene el agua, se interpone entre las moléculas vegetales, y hace las legumbres duras y leñosas: en el segundo, el jabon «siendo el resultado de la accion del aceite sobre «un álcali (sosa)» se descompone con el sulfato y el carbonato de cal; se forma un sulfato y un carbonato de sosa solubles, «y un jabon de cal insoluble.» Thenard ha propuesto como medio de

purificar las aguas que no son potables, el añadirles cierta cantidad de sub-carbonato de sosa. Es fácil comprender efectivamente, que esta sal descompone el sulfato y el carbonato de cal, transformándolos en sales de sosa; y estas nuevas sales, sulfato y carbonato de sosa, no se oponen al cocimiento de las legumbres, y no descomponen el jabón.

Thenard determina una dosis de la sal de sosa que debe añadirse; pero es evidente que sola la experiencia puede servir de guía en semejante determinación, y que la cantidad misma que debe añadirse depende de la cantidad de sales de cal, tenidas en disolución en el agua no potable.

Las aguas minerales son las que contienen una cantidad bastante considerable de principios extraños para producir una acción sensible sobre la economía animal. Se dividen estas aguas en cuatro secciones.

1.º Aguas gasosas, 2.º aguas salinas, 3.º aguas ferruginosas, 4.º aguas sulfurosas.

Las primeras hierven, por decirlo así, con el desprendimiento de ácido carbónico, aguas de *Seltz*, de *Sedlitz* etc.: las

segundas contienen muchas sales, como *sulfato de magnesia*, *hidroclorato de sosa*, *hidroclorato de cal* etc.: las terceras contienen hierro en disolución, *aguas de Spa*, de *Pyrmout*, de *Passy* de *Vichy* etc.: las últimas por fin tienen el olor de huevos podridos, *aguas de Barèges*, de *Bagnères*, de *Bonn*, de *Aix-la-Chapelle* (Aquisgran): estas y algunas de las otras tres secciones suelen tener una temperatura superior á la del ambiente.

Temperatura de algunos manantiales de agua caliente.

Bristol.	23º
Bath.	47
Vichy.	49
Carlsbad.	68
Aix-la-Chapelle.	62
Barèges.	49

El agua es de un uso continuo en el estado ordinario de la vida del hombre. El químico la usa en casi todas sus operaciones, pues se combina este líquido con los cuerpos, ya sea disolviéndolos y manteniéndose clara, ya sea solidificándose ella misma. Toda refle-

xion sobre su utilidad seria pues superflua, y mas adelante tendríamos ocasion de insistir sobre sus diversos usos como agente químico. Pero el uso del vapor de agua como fuerza motriz se ha generalizado de tal modo, que debemos entrar en algunos pormenores sobre esta materia.

El vapor de agua ocupa, como hemos dicho, 1700 veces el volumen que tenia en el estado líquido. Esta enorme diferencia ha procurado al hombre una fuerza poderosísima, cuyo límite no conoce. Se comprende fácilmente que si una masa de agua vaporizada se introduce en un espacio donde no pueda dilatarse, empujará las partes movibles del aparato, y este movimiento permitirá la expansion. Si se condensa repentinamente el vapor, el espacio que ocupaba se hallará vacío, y el aire por su presión ó cualquiera otra fuerza que obre exteriormente, empujará de nuevo la parte movible (que es el *émbolo*) en sentido opuesto: una nueva masa de líquido vaporizada y condensada producirá el mismo efecto, y de aqui resultará un movimiento alternativo. Tal fue el mecanismo de las primeras

máquiuas de vapor. Luego se hizo llegar el vapor sobre las dos superficies del *émbolo*; y así el agua en vapor obra sobre la superficie inferior, y en el momento en que pasa al estado líquido por medio de inyecciones frias, una masa de vapor se esparce sobre la superficie superior; esta última se liquida mientras que el vapor se introduce debajo de la otra superficie, y así continuamente. Este movimiento continuo y alternativo empleado como potencia ó fuerza motriz ha producido resultados extraordinarios. Estas máquinas, cuya aplicacion como motor pertenece al célebre Watt, se inventaron en Inglaterra, y se han establecido despues en el continente. Todo el mundo sabe que se usan hoy dia en las filaturas, en los barcos de vapor, y en fin, en todos los establecimientos y manufacturas adonde se necesita una gran fuerza motriz.

Otro uso que no se ha generalizado todavia en Francia es el empleo del vapor de agua para calentar las casas. Este vapor se desprende de una caldera, y atraviesa los aposentos por medio de ciertos conductos. Los experimentos

hechos en Inglaterra han demostrado que este medio reúne las cuatro condiciones que se exigen de un buen método de calentar, la *economía*, la *limpieza*, la *seguridad*, y la *salubridad*.

BORO.

El Boro es sólido, moreno-verdoso, sin olor y sin sabor; no se conoce su gravedad específica; no existe en la naturaleza sino en combinación, y se han estudiado poco sus propiedades; la luz, la electricidad y el calor mismo el más violento no tienen sobre él acción alguna.

Parece que no se combina con ninguno de los cuerpos simples oxigenables, exceptuados el hierro y el platino. Calentado á poco menos del calor rojo, se une con el oxígeno y forma el ácido-bórico.

Se extrae de este ácido por un método difícil y costoso.

ACIDO-BÓRICO. Pes. esp. 1,47 ó 1,80: composición incierta, cuerpo sólido sin olor, sin color, de un sabor poco notable; no altera sino débilmente la tinctura de tornasol; privado de agua tie-

ne el aspecto del vidrio; es fusible á una alta temperatura, sin alterarse sin embargo por el calor, atrae la humedad del aire y se vuelve opaco. Se disuelve difícilmente en el agua; unido con ella cristaliza en forma de escamas blancas nacaradas, y de prismas ó láminas poco determinadas; entonces se disuelve en quince veces su peso de agua hirviendo; calentado se funde y pierde el agua con que se habia combinado.

La electricidad descompone el ácido-bórico, pero en corta cantidad.

El oxígeno, el aire y el hidrógeno no tienen acción sobre él.

Este ácido existe en disolución en algunos lagos, y combinado con la sosa; en este último estado se conoce bajo el nombre de borax ó sub-borato de sosa; se extrae de esta sal pulverizándola y calentándola con seis veces su peso de agua, y echando poco á poco en la disolución ácido-sulfúrico hasta que el líquido enrojezca el papel de tornasol; durante este tiempo se agita el líquido sin cesar. El borato se descompone, se forma un sulfato ácido de sosa, y el ácido bórico se precipita por el enfriamiento en forma de hojas nacaradas. Se filtra

el líquido cuando está frío; se lava el residuo con agua fría, y se deja escurrir y secar. Puede en seguida fundirse en un crisol de *Hesse*, por cuya última operación queda completamente purificado.

Se emplea en las análisis de los minerales: mas adelante daremos algunas nociones sobre esto.

DEL CARBONO.

El carbono es para el químico el principio perfectamente puro del carbon. La naturaleza nos le presenta únicamente en el diamante. Este se consume en su combustión con el oxígeno puro, por medio de una temperatura sumamente elevada, y no deja residuo alguno; el gas que resulta de esta combustión es el ácido carbónico; este *carbono* unido con el hidrógeno y algunas materias térreas constituye el carbon ordinario.

El carbon ordinario es un cuerpo sólido, sin olor, sin sabor, de un color negro; su dureza, su gravedad y su porosidad varían mucho. Es mal conductor del calórico, pero conduce

bastante bien la electricidad cuando se ha calcinado convenientemente, y así puede usarse para guarnecer el pie de los para-rayos y transmitir fácilmente á la tierra el fluido eléctrico. El calor mas fuerte no le puede reblandecer; es inalterable en el agua, y por esta razón se aplica carbon molido en las puntas de las estacas que se clavan en la tierra para que duren mas tiempo. Una de sus propiedades mas notables es la de absorber los gases, cuando se halla en contacto con ellos; esta absorción es tanto mayor, cuanto la temperatura es mas baja y la presión mas fuerte; es menos considerable cuando el carbon está en polvo y aumenta con su densidad hasta cierto punto, pasado el cual los poros, hallándose demasiado apretados, no permiten tan fácilmente la absorción: esta misma varía, por fin, con la naturaleza del gas. Esta propiedad le da la facultad de prevenir la putrefacción de las aguas en los viages de larga navegación: se conservan para este efecto en toneles, cuyas paredes interiores están cubiertas de una capa de carbon molido. Y tambien se purifica la que tiene mal olor filtrándola por

medio de varias capas de carbon. Igualmente se puede quitar el mal olor y el mal gusto á la carne que esté pasada con solo hacerla hervir mas ó menos tiempo con carbon.

Este combustible goza de una propiedad sumamente notable, y es la de quitar el color á varias sustancias vegetales y animales. Volverémos á tratar de muchos de sus usos y aplicaciones cuando hablemos de las diferentes especies de carbon.

Pueden dividirse los carbonos en tres especies distintas: 1.º carbon animal; 2.º carbon de leña ó madera; 3.º carbon mineral.

La costumbre ha consagrado el nombre de carbon animal para el que se consigue destilando en vasijas cerradas, á una temperatura algo inferior al rojo-cereza, los huesos de diferentes animales, huesos que se recogen en grandísima cantidad, sobre todo en las grandes ciudades. Se calcinan por dos métodos; por el primero se llenan de huesos quebrantados y despojados de su grasa en cilindros de fundicion muy gruesos, colocados horizontalmente en un horno, y terminados por un tubo

de tres pulgadas de diámetro adaptado á un aparato refrigerante; se eleva poco á poco la temperatura hasta el rojo, y se continúa así la acción durante treinta y seis horas: basta entonces sacar el carbon y meterlo en los *apagadores* (*étouffoirs*), se deja enfriar, y por fin se reduce el carbon á polvo fino. Por el segundo método se calcinan los huesos en marmitas de hierro colado juntas por pares, y vueltas boca abajo una sobre otra. Las dos marmitas están enlodadas con tierra arcillosa, y este lodo forma cuando se seca algunas rendijas que bastan para dar salida al gas, al agua vaporizada y al aceite empireumático.

La propiedad descolorante del carbon, descubierta por Lowitz, ha sido el objeto de un concurso propuesto por la escuela de Farmacia. Dos memorias notables, la una de Bussy y la otra de Payen, participaron de los honores del premio. Los resultados que ofrecen son sobre poco mas ó menos idénticos. Estos químicos han demostrado que la superioridad del poder descolorante del carbon animal, comparado con el del carbon vegetal, se debe á la

division de sus moléculas. En la calcinacion, la parte mineral (fosfato de cal) se opone á la agregacion de los átomos de carbon, y hace que queden estos últimos en un sumo estado de division: y es fácil probar que el carbon descolora, apoderándose de la materia colorante como cuerpo poroso: efectivamente si se mezcla carbon con una dissolution de añil hecha con ácido sulfúrico y que se filtre, el ácido pasa sin color, y el carbon mezclado con la materia colorante queda sobre el filtro; pero si se lava con un álcali, la materia colorante se separa del carbon y pasa en la filtracion: puede asi renovarse el poder descolorante del carbon; pero estas operaciones serian muy costosas, si se practicasen en grande. Se ha utilizado sobre todo la propiedad descolorante en la clarificacion y descoloracion de los jarabes, de la miel etc., y en estas operaciones se ha usado con ventaja el carbon animal en lugar del carbon vegetal que habia merecido primero la preferencia.

El carbon animal posee ademas otra propiedad preciosa para la fabricacion de los azúcares. En esta operacion el líquido que se extrae de las cañas ó de

las remolachas se *depura* por medio de la cal. Esta base en demasiada cantidad altera el azucar: podria saturarse el exceso con un ácido; pero este último, si se depasa el término de la saturacion, ofrece todavía mayores inconvenientes. En la actualidad está probado que el carbon tiene la facultad de apoderarse de la cal. Si se hace hervir una mezcla de 100 partes de agua de cal y 10 de carbon, el líquido despues de filtrado no precipita ya con el oxalato de amoniaco. El carbon animal, despues de haber servido en las refinarias, se emplea en la labranza como abono.

Puro forma los polvos de marfil tan empleados en pintura.

El carbon de leña se usa muchísimo en las herrerías, en la economía doméstica, etc.: su preparacion en los bosques se ejecuta todavía por un método que difiere muy poco del que se seguia antiguamente. Se escoge un terreno llano, firme y contiguo á los montones de leña cortada: cada horno ocupa un circulo de 12 á 15 pies de diámetro; la eleccion de la madera no es indiferente. Las maderas duras producen el mejor carbon: este es pesado, compacto,

y da un fuerte calor: los carbones ligeros, que son los que resultan de las maderas blancas, son proporcionalmente mas caros, pues la venta se hace por medida, y no sirven sino para procurar un fuego vivo. Los hornos se construyen del modo siguiente. Se implanta en la tierra una estaca gruesa hendida en cuatro partes por el extremo superior: en estas cuatro hendiduras se disponen dos leños perpendiculares uno á otro, de suerte que se hallen en un mismo plano horizontal, dejando entre sí cuatro ángulos rectos. En estos ángulos se colocan otros cuatro leños, inclinándolos hácia el del centro. Hecho esto se disponen en la tierra una serie de maderos ó trozos de leña figurando los radios de un círculo, cuyo centro es el pie de la viga ó leño principal, y se llenan todos los intervalos con palos de dos á tres pulgadas de diámetro. «Y «para que este suelo ó base de la construcción tenga alguna solidez y no se «desarregle, se clavan unas estaquitas «al rededor de la circunferencia, y á «cerca de un pie de distancia unas de «otras; entonces se coge la leña por «brazadas, y se coloca sobre el piso

«que se ha construido, de modo que se «sostengan los palos sobre los primeros, y formen así un cono truncado, «cuya base es el círculo que se ha hecho «en el terreno. Se construye del mismo modo otro segundo cono sobre el «primero, y arreglándole de tal suerte «que el horno tenga la altura de las dos «vigas del centro y 15 pies de diámetro.» Hecho esto se cubre todo con yerba, hojas etc. á excepcion de medio pie por la parte inferior para dar acceso al aire exterior. El obrero retira entonces, por el agujero ó chimenea del vértice del horno, la viga del centro y echa en él una badilada de lumbre y palitos menudos. Pronto se calienta toda la masa, y un humo espeso sale por las aberturas. En este instante la presencia del obrero es rigurosamente necesaria; tapa con esmero todos los agujeros que dejan salir el humo con demasiada facilidad, porque el único que debe establecer una corriente rápida de aire es el agujero central. Algunas veces los gases comprimidos producen cortas explosiones que sacuden toda la masa, y forman en algunos parages rendijas que es preciso tapar al momento,

pues son otras tantas chimeneas. La operacion se prolonga durante dos dias para las maderas secas; pero en general dura cuatro dias: entonces se abre el horno por un solo costado.

El método que acabamos de describir ha sido perfeccionado sucesivamente por Thilorier, Mollerat, Foucaud, Kurtz y Lhomond: este compendio no nos permite entrar en pormenores sobre estas mejoras, y nos limitaremos únicamente á referir los resultados comparativos de los productos que se obtienen.

La leña se compone de:

Oxígeno é hidrógeno en las proporciones para formar agua. 48,50
 Carbono..... 51,50

Método ordinario:

100 de leña dan..... 18 de carbon, que puede venderse,
 Método de Thilorier: 100—20—5 ácido piroleñoso á 3.º B.º
 —de Foucaud: 100—24—20—á 4.º
 —de Mollerat: 100—23—25—á 5.º
 —de Kurtz: 100—27—48—á 6.º

La operacion de Kurtz ofrece ventajas notables. Las cantidades citadas deben reducirse en razon de las pérdidas que se experimentan siempre en las operaciones en grande. Pueden conseguirse (término medio) de 1000 *esterios de leña* (*), cuyo peso es 250.000 kilogramos, 3200 *hectólitros* de carbon, y 50.000 kilogramos de ácido piroleñoso mezclado con alquitran, de donde se extraen 2800 kilogramos de ácido acético blanco, que vale 7 veces el de Orleans. Describiremos estas operaciones al tratar del ácido acético.

El carbon de saucé se emplea en el dibujo.

El carbon de leña en sumo grado de division sirve para pulimentar los metales; constituye el negro de humo, entra en la composicion de la tinta y de la

(*) Estos pesos y medidas, y en general todos los demas que se hayan citado en esta obra, se hallarán al fin de cada tomo en una *tabla comparativa de los pesos y medidas* (del nuevo sistema) *de Francia con los de España*. He sacado los datos que contiene de otras tablas mas extensas, calculadas y publicadas por Don Juan Lopez de Peñalver.

pólvora. El carbon se usa tambien para reducir los óxidos metálicos y para cementar el hierro. El *negro de abridor* (*noir de pêche*) no es otra cosa mas que el resultado de la carbonizacion de los huesos de esta fruta.

El carbon unido con piritas y materias terrosas y resinosas etc. forma el carbon mineral conocido con los nombres de *ulla* ó carbon de piedra, *anthracita*, etc. Este compuesto produce un calor muy fuerte, y se emplea sobre todo en Inglaterra para desoxidar los metales. La llama que da cuando arde proviene del hidrógeno carbonado: mas tarde entraremos en algunos pormenores acerca de esto.

ACIDO CARBÓNICO. Pes. esp. 1,524, «comp. 38,26, carb. 100, oxígeno» (esc. sinóp. 6 carbono, 16 oxígeno). El carbon, cuando está rojo cereza de calor, absorve el oxígeno del aire y forma el ácido carbónico. Este gas, llamado otras veces *aire fijo*, *ácido mefítico*, no tiene color, tampoco es oloroso, pero su sabor es acídulo, apaga los cuerpos encendidos, sufoca los animales, sobre todo si son de sangre caliente, y no enrojece sino flojamente la tintura de tornasol.

Resiste sin descomponerse al calor mas fuerte; « es uno de los gases que se han « podido liquidar por medio de una temperatura baja y de una presion muy « fuerte;» su gravedad específica, siendo mayor que la del aire, puede explicarse fácilmente el fenómeno tan conocido de la gruta del perro en el reino de Nápoles. Esta gruta tan famosa hace ya siglos está situada cerca del lago Agnano: un perro que se mantenga echado en el suelo perece en pocos minutos por efecto del desprendimiento de este gas pernicioso, mientras que un hombre puede pasearse impunemente en el mismo sitio.

El ácido carbónico se disuelve en el agua, y la dosis de ácido disuelta aumenta con la presion que se ejerce sobre el líquido. Esta agua así cargada hierve, y tiene todas las propiedades de las aguas minerales gasosas. El reactivo que se emplea para averiguar la presencia del ácido *carbónico* es el agua de cal; así que se halla en contacto con este ácido gasoso ó líquido, se forma un precipitado blanco (carbonato de cal), soluble en el ácido nítrico.

El ácido carbónico se halla con abundancia en la naturaleza, se manifiesta en

todas las fermentaciones, y en toda combustion efectuada con leña, carbon de piedra etc. Se prepara en los laboratorios con el aparato núm. 1 y el baño de mercurio: basta poner en la retorta mármol en polvo algo grueso, sobre el cual se vierte ácido hidrocórico: se forma hidroclorato de cal, y el gas se recoge en la campana. Debemos insistir en recomendar que es preciso tomar las mayores precauciones para evitar los funestos efectos de este gas; y si se usasen braseros en los aposentos para calentarse en el invierno, es preciso tener siempre gran cuidado de establecer una corriente de aire para evitar uno de los mayores inconvenientes que presenta este medio de preservarse del frio, y que ciertamente es el peor de todos y el mas perjudicial á la salud. Si se penetra en un sitio subterráneo que haya estado cerrado largo tiempo, y se apaga la luz de una cerilla sin que pueda atribuirse este accidente á la fuerza del viento, es preciso retirarse y no volver hasta que se haya ventilado completamente.

OXIDO DE CARBONO. «Pes. esp. 0,968, comp. 100, oxíg. 76, 52 de carb.» (Esc.

sinóp. 8 oxígeno, 6 carbono). Este cuerpo es gasoso y sin color, no puede servir para la respiración, pero sí encenderse, combinándose con el oxígeno del aire, y formando ácido carbónico. En todo calor muy fuerte se desprende óxido de carbono, porque el oxígeno contenido en el ambiente no basta para transformar el carbono en ácido carbónico. Se prepara el óxido de carbono, haciendo pasar el gas ácido carbónico en un tubo calentado al rojo, y que contenga carbon: el oxígeno del ácido se reparte, y forma el óxido de carbono, cuerpo sin uso. (Véase la fig. 5.)

HIDRÓGENO PROTO Y PERCARBONADO. El hidrógeno se une con el carbono en dos proporciones, y forma dos compuestos: el primero, *hidrógeno proto-carbonado*, existe todo formado en el limo de los pantanos; basta menear este limo, y el gas sube á la superficie del agua, adonde puede recogerse con un embudo vuelto boca á bajo. Un cuerpo en ignición le enciende con el contacto del aire, y le convierte en agua y en ácido carbónico.

HIDRÓGENO PERCARBONADO. «Pes. esp.

0,981, comp. 76,52, carb. 12,435 hidróg.» (esc. sinóp. 6 carbono, 1 hidrógeno) se llama igualmente *gas olefiante*. Este gas no tiene color, es insípido y su olor empireumático; y únicamente cuando está muy puro, se halla el gas sin olor, apaga los cuerpos encendidos, y él no arde sino con el contacto del aire. Se descompone por medio de un calor fuerte; cede poco á poco su carbono, y aumenta de volúmen hasta que llega á convertirse en hidrógeno puro. Es insoluble en el agua, y puede prepararse en un laboratorio con el aparato n.º 1, calentando en la retorta una mezcla de una parte de alcohol con 4 de ácido sulfúrico. Este gas ha sido poco estudiado; pero su aplicación al alumbrado le ha hecho sumamente importante, y merece que nos detengamos en ella, entrando en algunos pormenores.

La química nos ha dado los medios de extraer el hidrógeno percarbonado del carbon de piedra, del aceite, y de usar directamente este gas en el alumbrado. Este descubrimiento pertenece al ingeniero francés Lebon. Este llamó *thermolámpara* al aparato que usa-

ba; sin embargo fué en Inglaterra donde se hicieron en grande las primeras aplicaciones de su método. Se empleó primero el carbon de piedra. Las materias primeras, de las cuales se extrae actualmente este gas, son, á mas del carbon de piedra, varias sustancias grasas.

Alumbrado con el gas del carbon de piedra.

Las partes principales que hay que examinar en este género de operaciones, son: 1.º la naturaleza del carbon de piedra, 2.º los hornos, 3.º las retortas ó cilindros, 4.º los purificadores ó lavadores del gas, 5.º el depósito de agua para el gasómetro, 6.º el gasómetro, 7.º los conductos que llevan el gas.

DEL CARBON. En iguales circunstancias debe preferirse el carbon de piedra mas bituminoso: da en general 210 litros de gas por kilogramo; pero esta proporcion depende tambien de la temperatura en que se descompone. La experiencia ha probado que el grado de calor conveniente es el rojo ce-

reza: una temperatura mas elevada ocasiona la descomposicion del gas, que abandona parte de su carbon, y pasa al estado de hidrógeno proto-carbonado, que alumbrá mucho menos que el hidrógeno percarbonado: el calor debe ser igual en todas las partes de la retorta.

DE LOS HORNOS. Se construyen con ladrillos de buena calidad; cuatro focos calientan cuatro ó cinco retortas, y todos los hornos semejantes que se hallan en un gran cobertizo del establecimiento se reúnen en una sola chimenea, comun para todos; para lo cual solo se necesita que la abertura ó boca de esta chimenea sea igual á la suma total de las aberturas ó bocas de todos los conductos de humo particulares de cada horno.

DE LAS RETORTAS. Llámense así los utensilios en que se hace la descomposicion de las sustancias convenientes para suministrar el gas; estas son de hierro colado, y su forma ha variado desde el origen de la fabricacion del gas. Se usa generalmente en Francia un cilindro elíptico, cuyo eje es horizontal: la boca de estos cilindros está tapada

herméticamente con un obturador torneado. Esta parte lleva consigo el surtidor de hierro fundido que debe dar salida al gas. Los cañones que conducen el gas de las retortas al primer condensador ó *barrillete*, y de este á los lavadores y al gasómetro, son tambien de fundicion.

DE LOS PURIFICADORES. El gas que se desprende en la destilacion es un compuesto de hidrógeno carbonado, de óxido de carbono, de azoe, de ácido hidro-sulfúrico, de ácido carbónico y de hidro-sulfato de amoniaco, etc. Estas tres últimas sustancias deben separarse con esmero, pues alterarían la claridad de la luz, y la accion perniciosa del ácido hidro-sulfúrico tiene inconvenientes tan graves, que esta separacion debe ser la mas completa posible. Se conseguia primitivamente este fin, conduciendo el gas á un depósito que contenia una lechada de cal puesta en movimiento con un agitador.

Este método de purificacion presentaba un inconveniente, porque establecia una presion considerable sobre las retortas, y para menear la lechada se necesitaba una fuerza consi-

derable. Berard, en vez de esta operacion, emplea heno humedecido y polvoreado con cal hidratada; el gas puede atravesar el heno y purificarse con suma facilidad, y la presion es casi nula.

DEPÓSITO DE AGUA PARA EL GASÓMETRO. Este depósito ó receptáculo es el baño, y el gasómetro es la campana. Se hace de madera, de mampostería ó de hierro colado. La primera sustancia presenta grandes inconvenientes; la mampostería surte bastante buen efecto. El mayor que se conoce por este estilo, es el de la Compañía francesa: tiene 100 pies de diámetro y 50 de profundidad. Los receptáculos de hierro colado tienen la ventaja de poder ser registrados en todas partes por su superficie exterior; y si se nota que pierden por algun lado, se pueden componer facilmente: sin embargo las ventajas que presentan en Francia son menores que en Inglaterra, porque la fundicion es mas cara y de peor calidad.

DEL GASÓMETRO. Esta parte del aparato es una campana enorme colocada sobre el depósito anterior, y sostenida por dos cadenas fijadas en la parte su-

perior: estas cadenas se enrollan en dos poleas, y llevan en su extremo un contrapeso que regulariza la subida y la bajada del gasómetro. Este gasómetro está hecho con hojas de hierro, clavadas unas con otras con muchos clavos fuertes, y dispuestos muy cerca unos de otros. Esta campana pesa siempre muchísimo, aunque el espesor de las hojas de hierro no sea mas que de una línea.

CONDUCTOS QUE LLEVAN EL GAS. «El principal que conduce el gas á los cañones de distribución, y el que le trae del aparato al gasómetro, atraviesan el fondo del depósito de agua, sobresalen á la superficie de este líquido, y estan fijados simétricamente contra una barra vertical clavada en el centro del baño.» Estos dos conductos son de hierro colado, y deben experimentarse y registrarse con mucho cuidado; por fin los conductos que sirven para las distribuciones son de plomo porque se conservan con facilidad, y puede dárseles la forma conveniente para que sigan todas las sinuosidades necesarias.

Los pormenores que acabamos de dar no pueden presentar sino una idea

muy superficial de una fábrica de gas para el alumbrado: el cuadro en que nos hemos circunscrito no puede comportar una historia completa de esta operacion; pero lo que hemos dicho bastará para comprender el conjunto del trabajo. El gas que se desprende de las retortas se separa de las materias extrañas en los lavadores, llega al gasómetro, de donde se trasmite por una presión bien calculada hasta los surtidores que debe alimentar.

ALUMBRADO POR EL GAS EXTRAIDO DE LAS MATERIAS GRASAS. El método de convertir el aceite en gas hidrógeno carbonado es casi el mismo que el que se practica para extraer este gas del carbon, y la mayor parte de los utensilios son muy parecidos. Los hornos estan contruidos del mismo modo, las retortas de fundición tienen la misma forma, la calidad de la fundición es tambien la misma; pero se altera menos porque la temperatura es un poco menos elevada, y las materias grasas no conteniendo azoe, no puede formarse amoniaco, que es el que hace el hierro quebradizo; el poder de iluminación del gas de aceite comparado con

el del carbon se halla en la proporcion de 3 á 1, y por consiguiente las dimensiones del aparato pueden disminuirse en la misma proporcion. Vamos á trazar, como lo hemos hecho para el gas de ulla, la marcha de la operacion cuando se prepara el gas de aceite.

Se cargan las retortas con coke en trozos de un grueso regular; esta sustancia es necesaria para multiplicar los puntos de contacto entre el vapor aceitoso y un cuerpo, cuya temperatura sea la que se requiere para descomponerle, se podria sustituir el coke con pedazos de ladrillo, con retazos de hoja de hierro, etc. Una vez que estan cargados los cilindros, se enlodan y se calientan hasta el rojo oscuro (cerca de 600°), el aceite se introduce por un tubo particular provisto de una llave que regla su emision en la retorta, en el extremo opuesto á aquel donde se efectua el desprendimiento del gas. El aceite se volatiliza, atraviesa en vapor las sinuosidades accidentales que forma el coke rojo de fuego, se descompone y se escapa en el estado de gas por el conducto colocado en la parte superior del cilindro. El aceite que no se ha des-

compuesto se condensa en un aparato dispuesto para recibirle, y el gas, atravesando el aceite del condensador, sale de alli despojado de los vapores aceitosos, y va directamente al gasómetro.

Esta operacion marcha de un modo continuo durante quince dias; el coke de las retortas debe entonces reemplazarse por coke *nuevo*, y el que se saca de la retorta se usa como combustible.

ALUMBRADO POR EL GAS PORTATIL. Se ha ensayado desde algun tiempo á esta parte el uso de las lámparas que encierran en su base una cantidad determinada de gas comprimido, y que presentan por consiguiente la ventaja de un alumbrado con gas portátil. Es evidente que el gas del aceite es el único que puede emplearse con suceso en razon de la superioridad de su poder iluminante.

Este método de alumbrado estuvo sujeto en los principios á inconvenientes graves. El gas, hallándose comprimido con 15 atmósferas, se escapaba por la salida que se le facilitaba, con una fuerza decreciente, que producía en la luz ondulaciones y una gran

desigualdad. Este efecto era sobre todo notable cuando se habia consumido mas de la mitad del gas comprimido. Pero despues se ha llegado á conseguir la igualdad en la emision, por medio de un mecanismo muy ingenioso, cuya descripcion no puede darse en este compendio.

DEL FOSFORO.

EL FÓSFORO. Pes. esp. 1,77, sustancia sólida, blanca, bastante trasparente, de la consistencia de la cera, fusible á 42°, puede volatizarse á menos de 200°, y tiene un olor de ajo muy subido. La luz le colora lentamente en rojo; á la temperatura ordinaria absorve poco á poco el oxígeno del aire, y aísla el azoe, por cuyo motivo se emplea para hacer el análisis del aire; no arde en el gas oxígeno sino á la temperatura de 27°.

Brandt, alquimista de Hamburgo, descubrió este elemento en 1669. El método que empleó es largo y complicado. En 1769 Gahn, químico sueco, descubrió que existia el fósforo en los huesos (en estado de *fosfato de cal*), y

poco tiempo despues Scheèle publicó un método de extraccion. Se calcinan los huesos hasta el calor blanco, y se reducen en polvo fino: se echan en un barreñon 100 partes de estos polvos, y se mezclan poco á poco con 40 partes de ácido sulfúrico; la mezcla desleida en agua se abandona á sí misma durante 24 horas.

Se saca entonces todo del barreñon para echarlo sobre un filtro de lienzo colocado sobre una vasija de porcelana destinada á recibir el líquido que cuele; el precipitado es sulfato de cal, y el líquido es «fosfato ácido de cal» que contiene cierta cantidad de sulfato de cal en disolucion, «la cual se separa por «una operacion particular; se evapora «en seguida el líquido en consistencia de «jarabe muy espeso, y se añade cerca «de una cuarta parte de su peso de pol- «villo de carbon, se calcina la mezcla «casi hasta el rojo en una caldera de «fundicion, para secarla completamente «é impedir el que se hinche y se levante la masa; y en seguida se introduce «en una excelente retorta de barro rodeada de un líten bien igual y bien «seco; se coloca la retorta en un horno

«de reverbero, y se adapta á su cuello
 «una alargadera de cobre que por me-
 «dio de un corcho agujereado entra has-
 «ta el fondo de un frasco, mitad lleno
 «de agua:» el carbon se apodera del
 oxígeno, del ácido fosfórico y el radi-
 cal (fósforo), quedándose libre, se vo-
 latiliza y va á condensarse en el frasco.
 Este fósforo nuevamente preparado es-
 tá siempre puerco, porque está mez-
 clado con polvillo de carbon, y á mas
 de esto es impuro; se purifica, fun-
 diéndole dentro del agua, y hacién-
 dolo pasar en este estado por los po-
 ros de un pedazo, bien limpio, de ga-
 muza.

Pueden hacerse baritas de fósforo,
 echándole en un embudo de vidrio, cu-
 yo cuello sea largo y cilíndrico, y esté
 cerrado por su extremo; se dispone
 el embudo de modo que esté sumer-
 gido en agua caliente; el fósforo se
 funde y toma la forma del tubo, y pue-
 de hacerse salir fácilmente cuando el
 tubo está frio.

La oxigenacion lenta del fósforo le
 hace luminoso en la oscuridad, y por
 esto se usa tan frecuentemente en los
 experimentos de química recreativa.

Los químicos han reconocido que
 el oxígeno puede unirse en cuatro pro-
 porciones con el fósforo, y formar los
 ácidos siguientes.

ACIDO HIPOFOSFOROSO. Comp. 100,
 fósf. 37, 44 oxíg. (esc. sinóp. 24, fósf. 8,
 oxíg.).

ACIDO FOSFOROSO. Comp. 100, fósf.
 74, 88 oxíg. (esc. sinóp. 24, fósf. 16,
 oxíg.)

ACIDO FOSFATICO. «Comp. 100, fósf.
 «112,32 oxíg.» (esc. sinóp. 24, fósf. 24.
 oxíg.).

Estos tres ácidos no se hallan en la
 naturaleza, y no tienen uso alguno.

ACIDO FOSFÓRICO. Cuerpo sólido,
 sin color, sin olor, que enrojece el
 tornasol. Calentando en un crisol de pla-
 tino este ácido se funde, se vitrifica y
 se vaporiza, si el calor es bastante ele-
 vado; el carbono le descompone apode-
 rándose de su oxígeno.

Se prepara por la combustion viva
 del fósforo, ó tratándole con el ácido
 nítrico; este último ácido cede su oxí-
 geno, y se forma ácido fosfórico y áci-
 do nitroso: la mezcla expuesta al calor
 deja desprender los ácidos nitroso y ní-
 trico. Los químicos no estan de acuerdo

acerca de la composición de este ácido; su gravedad específica es desconocida: no existe en la naturaleza sino en estado de combinación, y principalmente con la cal.

El hidrógeno puede unirse con el fósforo en dos proporciones: los dos compuestos son gaseosos.

HIDRÓGENO PERFOSFORADO. «Pes. 1,761, «comp. 100, fósf. 6, hidróg.» (esc. sínop. 12, fósf. 1, hidróg.) Fluido elástico, sin color, de un olor de ajo; se enciende y arde espontáneamente en el aire; se prepara tratando el fosforo de cal por el agua en el aparato núm. 1, y se forma fosfato de cal é hidrógeno perfosforado: este último se recoge en una campana sobre el mercurio; es peligroso respirarle.

HIDRÓGENO PROTOFOSFORADO. El gas anterior abandonado á sí mismo durante tres ó cuatro horas sobre el agua, se separa de una parte de su fósforo y no arde ya espontáneamente: puesto en contacto con una vela encendida, arde y se descompone.

DEL AZUFRE.

EL AZUFRE. Pes. esp. 1,99. Elemento sólido, amarillo, insípido, friable, mal conductor del calórico y de la electricidad. Este cuerpo entra en fusión á 110°, calentado al aire libre: á la temperatura de 150° se enciende espontáneamente, arde con una llama cuyo color es azul claro, y absorbe el oxígeno del aire transformándose en ácido sulfuroso, cuyo olor sufocante es característico: se volatiliza á una temperatura bastante baja cuando se calienta sin el contacto del aire. Si después de haber fundido en un crisol una masa de azufre, y cuando la superficie empieza á solidificarse, se agujerea la costra formada y se decanta la parte líquida, se obtienen cristales de azufre en agujas: por fin, si después de fundido se deja algún tiempo en un vaso abierto á un calor inferior á 150°, se pone espeso y viscoso; si se vierte entonces en el agua se vuelve rojo y ductil como la cera: no se sabe cuál es la causa de esta mudanza. Se usa en este estado para estampar las medallas: el azufre tarda poco en volver á tomar su color y dureza primitivos. El

azufre se halla en gran cantidad en la naturaleza, y sobre todo al rededor de los volcanes: se purifica por la destilacion; y usando este mismo método se extrae de las piritas ó sulfuros metálicos que son muy comunes en las minas. Hablaremos de sus usos cuando tratemos de sus combinaciones. El oxígeno se une al azufre en cuatro proporciones, y forma los ácidos siguientes:

ACIDO HIPOSULFUROSO. «100,58 de azufre, 50 de oxígeno» (esc. sinóp. 16 azufre, 8 oxígeno), no puede existir por sí solo.

ACIDO SULFUROSO. Pes. esp. 2,234, comp. 100 azufre, 99,44 oxígeno (esc. sinóp. 16 azufre, 16 oxígeno). Fluido elástico, trasparente, sin color, y de un olor sufocante: «se liquida fácilmente «por el frio bajo la presion ordinaria:» es soluble en el agua, enrojece la tintura de tornasol, no se descompone con el calor, no tiene accion sobre el aire ni sobre el oxígeno, y se descompone á una temperatura elevada con el carbono y el hidrógeno. Se prepara sobre el baño de mercurio, ó en el aparato de Woulff, tratando el mercurio con el ácido sulfúrico; el metal se oxida á expen-

sas del ácido, y se forma sulfato de mercurio y ácido sulfuroso.

Se usa con buen éxito el ácido sulfuroso en estado de gas para blanquear la seda, para quitar las manchas de fruta de la ropa blanca, y para cortar la fermentacion del mosto. Esta última operacion se llama *azufrar los toneles*.

ACIDO HIPOSULFUROSO. 100 azufre, 125 oxígeno (esc. sinóp. 16 azufre, 20 oxígeno). Líquido que no cristaliza, sin color, sin olor, y que se consigue tratando el peróxido de manganeso en suspension en el agua con una corriente de ácido sulfuroso. Se continúa la operacion hasta que el líquido haya pasado del color negro al amarillo; entonces se halla compuesto de sulfato y de hiposulfato de manganeso. Si se echa barita en el líquido se obtiene un precipitado formado de sulfato de barita, «y de óxido de manganeso;» y el líquido que sobrenada es un hiposulfato de barita soluble; se filtra, y el líquido tratado por el ácido sulfúrico deja precipitar el sulfato de barita, mientras que el ácido hiposulfúrico queda en disolucion; y por fin se concentra bajo el recipiente de la máquina pneumática.

ACIDO SULFURICO. «Pes. esp. 1,842,» comp. 100 azufre, 149,16 de oxígeno, (esc. sinóp. 16 azufre, 24 oxígeno), llamado tambien *aceite de vitriolo*: es un líquido blanco, sin olor, muy corrosivo, de una consistencia de jarabe, enrojece fuertemente la tintura de tornasol, entra en ebulcion «á 300° sobre poco «mas ó menos,» y da sin descomponerse vapores acres y cáusticos. Este ácido ennegrece, al paso que quema las sustancias vegetales y animales: atrae la humedad del aire, absorviéndola hasta una tercera parte de su peso en las primeras 24 horas, mas de seis veces esta cantidad en un año, y se vuelve amarillento; se descompone exponiéndole á un calor muy fuerte en un tubo de porcelana, y le descomponen igualmente el hidrógeno y el carbono; el primero al rojo cereza, y el segundo á un calor de 150°. Expuesto á un frio de 10 á 11 grados se congela y cristaliza.

La preparacion del ácido sulfúrico se hizo primero destilando el sulfato de hierro, mas tarde se preparó arrojando en un cnarto doblado de plomo interiormente, y de una capacidad de 5

á 10.000 pies cubos, un carrito que llevaba una cápsula de fundicion llena de azufre ardiendo, y cuya combustion ayudaba tambien su mezcla de 12 á 15 y aun 20 partes por 100 de nitro. No se obtenian entonces mas que 150 á 200 partes lo mas de ácido sulfúrico por cada 100 partes de azufre que se quemaban; pero actualmente se han perfeccionado de tal modo los medios de fabricacion, que 100 de azufre pueden dar 300 de ácido sulfúrico á 66° B.° ó 1,842 de gravedad específica; pero segun las proporciones definidas, el ácido sulfúrico se compone

de azufre .	16 ó 100
de oxígeno	24 — 150
de agua . .	9 — 56,3
	306,3

Por consiguiente no es posible acercarse mas del máximum en una operacion de fábrica.

El plan de esta obra no puede comportar los pormenores relativos á una fábrica de ácido sulfúrico; indicaré solamente las partes esenciales del apar-

to: 1.º el cuarto ó cámara de plomo; 2.º un horno inmóvil construido debajo de la cámara; 3.º un globo que comunica con la cámara; 4.º una caldera de vapor cuyo cañon atraviesa por medio de la cámara; 5.º las puertas y las válvulas necesarias para que entre el aire por una parte y por otra para dar salida á los gases; 6.º una plancha de fundicion en la parte inferior de la cámara y un poco mas arriba del horno.

Se enciende la lumbre debajo de la plancha de fundicion sobre la cual se carga el azufre: se necesitan cerca de 50 kilogramos por cada operacion para una cámara de 20.000 pies cubos; al mismo tiempo se calienta el globo que contiene 4 kilogramos y medio de ácido nítrico mezclado con 500 gramos de melote; todo el gas nitroso que se desprende va á parar á 2 pies de altura por cima del azufre que está ardiendo. Cerca de 2 horas despues que se ha acabado la combustion del azufre, se abre la llave de la caldera de vapor. La cantidad de vapores que deben introducirse es la de 50 kilogramos de agua por cada operacion: algunos minutos despues que ha empezado á introducirse el va-

por se da acceso al aire atmosférico: cuando está concluida la inyeccion del vapor (la combustion del azufre y el desprendimiento del gas nitroso se terminaron lo menos una hora antes), se cierra todo y se dejan condensarse los vapores; cuando esto se ha efectuado y que el ácido se ha condensado en el suelo de la cámara, se abren dos válvulas á fin de renovar el aire interior, y se empieza otra nueva operacion: pueden ejecutarse tres en las 24 horas.

El ácido que se recoge indica unos 40º de Baumé; se echa en unas retortas de platino y se concentra por la ebulicion hasta 66º: entonces se llenan unos botijones de barro duro, bien apretados con paja en unas cestas de mimbres, (*dames jeans*), y se expide para el comercio.

La teoría de esta operacion es bien conocida: se debe á Clement y Desormes: 1.º el ácido sulfúrico no puede existir sin agua; 2.º el azufre cuando arde forma ácido sulfuroso; 3.º este gas en contacto con el ácido nitroso se transforma en ácido sulfúrico, apoderándose de una parte del oxígeno del ácido

nitroso y convirtiendo este último en deutóxido de azoe; 4.º el ácido sulfúrico formado se condensa en el suelo de la cámara, se recoge y se echa en retortas de platino para hacerle hervir; el agua se volatiliza á 100º, mientras que el ácido no hierve sino á 300º: este se concentra y llega pronto á 1,842 de gravedad específica (*).

De todos los ácidos el sulfúrico es el que ofrece mas aplicaciones: se usa en la química para preparar la mayor parte de los otros ácidos; se emplea en la fabricación del alumbre, de los sulfatos,

(*) Esta sencilla teoría es la que se ha adoptado hasta aquí. Pero Gay-Lussac piensa que no se opera la acidificación del ácido sulfuroso en virtud del oxígeno del gas nitroso, sino enteramente por medio del oxígeno del aire, bajo el influjo del vapor acuoso y del vapor nitroso; y que en el momento en que hay cierta cantidad de agua liquidada, parte del ácido nitroso se desprende en razón del calor producido, mientras que la otra se transforma en ácido nítrico y en deutóxido de azoe. Cuando tratemos de esta operación en la cátedra, expondremos detalladamente las razones en que se funda este célebre químico.

de los éteres, y del fósforo: se hace uso de él en la metalurgia, el blanqueo, y en los tintes: se administra en medicina como tónico y estimulante. Últimamente un Boticario, Courdemanche, le ha propuesto para conseguir hielo de un modo económico; propone la mezcla siguiente: ácido sulfúrico á 66º dos partes y media, agua igual cantidad, sal de Glauber (sulfato de sosa) cuatro partes. Este método podrá ser económico, pero no puede servir sino en una circunstancia extraordinaria.

ACIDO HIDROSULFURICO. Pes. esp. 1,191, «comp. 100 de azufre, 613 de hidrógeno,» (esc. sinóp. 16 azufre, 1 hidrógeno). Gas sin color, «que puede licuarse (*),» soluble en el agua, de un olor de huevos podridos muy notable; apaga los cuerpos encendidos, enrojece la tintura de tornasol, y descolora varias sustancias vegetales sin destruir su color, pues vuelve á aparecer

(*) Haremos observar aquí que el autor no ha indicado la liquidación de ningún gas, siendo sin embargo uno de los fenómenos mas interesantes de la química de este siglo, y que hará eternos los nombres de *Faraday* y de *Bussy*.

con el calor; existe en disolucion en todas las aguas minerales sulfurosas, y se desprende de las materias en putrefaccion: un color rojo lo descompone; el aire y el oxígeno no tienen accion sobre él en frio. Puede prepararse en los laboratorios con el aparato de Woulff. En la retorta se echa sulfuro de antimonio en polvo y ácido hidroclicórico; se forma un hidroclicorato de antimonio, y se desprende ácido hidrosulfúrico que se disuelve en los frascos del aparato.

Este gas fue conocido primitivamente con el nombre de gas *hidrógeno sulfurado*; su accion perniciosa sobre la economia animal llamó al momento la atencion del químico, y felizmente la ciencia nos presenta un medio de precaver las asfixias que ocasiona. Este medio es el cloro que descompone este ácido apoderándose de su hidrógeno siempre que los principios vitales no esten completamente destruidos; bastará hacer respirar al paciente una ligera cantidad de cloro para volverle pronto á la vida.

El azufre se une con el carbono y con el fósforo: estos compuestos no se usan y son poco conocidos.

SELENIO Y CLORO.

Del selenio.

Elemento análogo al azufre que se extrae de dos minerales que hasta ahora solo se han hallado en Suecia, y últimamente en Alemania. Este cuerpo puede unirse en dos proporciones con el oxígeno: el primero de estos compuestos es *el óxido de selenio*; el segundo es *el ácido selénico*. El selenio puede unirse con el hidrógeno y formar *el ácido hidroselénico*. Estas sustancias son muy raras para que nos detengamos en mas pormenores.

Del cloro.

Este elemento se conoció durante mucho tiempo con el nombre de ácido muriático oxigenado, porque se suponía que estaba formado de oxígeno y del ácido de la sal marina ó sal comun, llamado ácido muriático. Gay-Lussac y Thénard publicaron en 1811 sus investigaciones sobre este cuerpo, y demostraron que si la opinion de los sabios que consideraban el ácido muriático oxige-

nado como conteniendo oxígeno podía sostenerse, habia otro tanto fundamento para mirar este gas como cuerpo simple, y que todos los fenómenos que presentaba se explicaban muy bien en esta hipótesis. Esta nueva opinion fue generalmente adoptada, y los químicos ingleses han hecho aun mas, pues clasifican el cloro entre los agentes ó sostenes de la combustion. Puede decirse sin embargo que la naturaleza de este cuerpo no está todavía perfectamente demostrada, y veremos que su accion sobre los elementos metálicos presenta grandes dificultades que podrán acaso vencerse con el tiempo; pero que en el estado actual de la ciencia no pueden explicarse.

CLORO. « Pes. esp. 2,42. » Fluido elástico, trasparente, soluble en el agua, de un color amarillo verdoso, y de un olor característico y sufocante: su sabor es muy desagradable; es peligroso respirarle; destruye la tintura de tornasol, y apaga los cuerpos en combustion empezando por descolorar la llama, y acabando por enrojecerla. El aire y el gas oxígeno no ejercen accion alguna sobre este gas cuando está seco: pues-

to en contacto con el hidrógeno á una temperatura elevada ó á la accion de la luz solar, y en partes iguales de volumen, hay detonacion: con la luz difusa no se observa semejante cosa; pero en uno y otro caso hay formacion de ácido hidrocórico.

Se logra disolverle en el agua por medio del aparato n.º 2, poniendo en la retorta peróxido de manganeso, sobre el cual se echa ácido hidrocórico: se calienta ligeramente, el gas se desprende, y se disuelve en los frascos del aparato; puede obtenerse en estado gaseoso, recogiéndole en el baño de agua. No puede usarse el mercurio en este experimento, porque el cloro ataca este metal á la temperatura ordinaria.

Quando se expone un color vegetal á la accion del cloro liquido ó gaseoso, se destruye este color inmediatamente, y no puede volver á restablecerse. Scheele fue quien observó por primera vez esta propiedad del cloro, y Berthollet hizo de ella una aplicacion útil, proponiendo que se usase el cloro para blanquear las telas. Se ha adoptado esta idea, y ha tenido un éxito tan completo que en la actualidad en casi to-

dos los establecimientos de blanqueo se emplea el gas cloro, puro ó combinado.

El cloro se aplica tambien como desinfectante: esta propiedad resulta de la afinidad que tiene con el hidrógeno, del cual se apodera, arrancándole á los cuerpos, con los cuales está combinado. Si se quiere sanear una sala que contiene miasmas pútridos, basta colocar en medio de ella una cápsula que contenga peróxido de manganeso y ácido hidroclórico: el cloro se desprende, descompone los miasmas, apoderándose de su hidrógeno y formando ácido hidroclórico, y destruye el mal olor de la sala. Por medio de una corriente de aire se despiden el ácido formado, y el exceso de cloro, y renovándose el ambiente, queda completamente saneado el aposento.

El cloro puede unirse con el oxígeno en cuatro proporciones. Los dos primeros compuestos son óxidos, y los otros dos ácidos.

PROTÓXIDO DE CLORO. Pes. esp. 2,381, comp. 100 cl., 22 oxig. (esc. sinóp. 36 cloro, 8 oxígeno). Gas trasparente, verdoso, de un olor análogo al del clo-

ro, puede descomponerse con explosion á 50°. Se prepara tratando el clorato de potasa con el ácido hidroclórico. Este último se debe dilatar mucho en agua, y verterse lentamente sobre la sal, no debiendo elevarse la temperatura sino gradualmente hasta 40° ó 45°: se recogerá este gas sobre el mercurio.

DEUTÓXIDO DE CLORO. «Pes. esp. 2,315, comp. 120, cl. 100 oxígeno» (esc. sinóp. 36 cloro, 32 oxígeno). Este gas ha sido poco estudiado; es semejante al anterior y sin uso.

ACIDO CLÓRICO. Pes. esp. 3,333 comp. 100 cloro, 111, 68 oxígeno (esc. sinóp. 36 cloro, 40 oxígeno). Este ácido es líquido y sin color; concentrado, su consistencia es oleaginosa, no tiene olor, y su sabor es ácido. Enrojece momentáneamente la tintura de tornasol, cuyo color acaba por destruir al cabo de algunos dias. Calentado fuertemente, parte de él se descompone, y parte se volatiliza; la luz no tiene accion sobre él; el ácido sulfuroso le descompone aun en frio, apoderándose de su oxígeno: se obtiene tratando el clorato de barieta con el ácido sulfúrico diluido; se for-

ma un precipitado de sulfato de bari-
ta, y el líquido que sobrenada es áci-
do clórico, que se concentra á un ca-
lor moderado.

ACIDO HIPERCLÓRICO. Comp. 100, clo-
ro 155, 5 oxíg. (esc. sinóp. 36 cloro, 56
oxígeno). Poco conocido y sin uso.

El hidrógeno se une al cloro y for-
ma un ácido muy conocido en las artes,
y que debe llamarse, según la nomen-
clatura, ácido hidroclicórico.

ACIDO HIDROCLÓRICO. «Pes. esp. 1,247»
comp. 1 de hid. «27 de cl.» (esc. si-
nóp. 1 hidrógeno, 36 cloro). Conocido
antiguamente con el nombre de ácido
muriático. Fluido elástico, trasparen-
te, sin color, muy soluble en el agua,
esparce en el aire vapores blancos, su
sabor es muy ácido, y su olor picante
y pernicioso; enrojece fuertemente la
tintura de tornasol, apaga una vela en-
cendida después de haber comunicado
á la llama un color verdoso. «Un frío
«de 50° le condensa sin hacerle cam-
«biar de estado; pero si se comprime
«al mismo tiempo, se liquida pronta-
«mente:» una corriente eléctrica le des-
compone, el oxígeno y los otros cuer-
pos no metálicos no tienen acción so-

bre él á cualquiera temperatura. Los
ácidos iódico, clórico, y el protóxido de
cloro le descomponen. Se prepara tra-
tando la sal marina (hidroclicato de sosa)
con el ácido sulfúrico; se forma un sul-
fato de sosa, y el ácido hidroclicórico que
se desprende puede recogerse en una
campana con mercurio, ó disolverse en
los frascos llenos de agua del aparato
de Woulff. Comúnmente se halla en este
estado; su reactivo es una sal soluble de
plata; se forma un precipitado blanco
(cloruro de plata) insoluble en el agua
«y en el ácido nítrico» y soluble en el
amoníaco. El ácido hidroclicórico, tal
como se halla en el comercio, tiene un
color amarillo muy notable; este color
proviene en gran parte del óxido de
hierro que contiene la sal común. Este
óxido disuelto por el ácido hidroclicó-
rico forma un hidroclicato de hierro
que amarillea el líquido.

El ácido hidroclicórico se emplea pa-
ra preparar el cloro en las fábricas, y
mezclado con el ácido nítrico consti-
tuye el *agua regia*.

El cloro se combina con el carbo-
no, con el fósforo y con el azufre, for-
mando cloruros; y uno de ellos, el deuto-

cloruro de fósforo, es notable á causa del desprendimiento de calórico y de luz que acompaña su formación. Estas sustancias no tienen uso, y no están los químicos de acuerdo sobre su composición.

«*Del Bromo.*»

«Balard, preparador de la facultad de ciencias de Montpellier, examinando las aguas del mar, ha llegado á extraer de ellas un cuerpo que muy probablemente es un elemento nuevo, y ha recibido el nombre de *bromo*, nombre derivado del griego de *βρωμος*, *mal olor*.

«BROMO. Pes. esp. 3, cuerpo líquido á la temperatura ordinaria, y que no se solidifica, según Serullas, sino á 20 grados bajo 0°: su olor es muy fuerte y semejante al del cloro; su sabor es cáustico. En masa tiene un color rojo, moreno subido. Hierve á 47°, y se reduce en vapor que se confunde en apariencia con el del ácido nitroso.

«Se adquirirá fácilmente una idea de sus propiedades químicas, observando que tiene la mayor analogía con el cloro y con el iodo, que hace el mis-

«mo papel que ellos en las combinaciones que forma, que el cloro le despide de todos los compuestos en que entra, y que al contrario él despide á su vez al iodo de sus combinaciones, y por fin que debe colocarse entre estos dos cuerpos simples.

«En efecto tiene mucha afinidad con el hidrógeno, y forma un gas ácido muy energético; y así es que el bromo ataca las materias orgánicas del mismo modo que el cloro; tiene poca afinidad con el oxígeno, de donde resulta un ácido líquido que uniéndose con las bases forma sales que se asemejan á los cloratos. A una temperatura elevada descompone todos los óxidos alcalinos; del mismo modo que el cloro, despide de ellos al oxígeno, y forma un bromuro metálico. Por fin su analogía con el cloro y el iodo se manifiesta hasta en su acción sobre el gas hidrógeno percarbonado ó bi-carbonado; pues que el hidrógeno-bi-carburo de bromo es un líquido oleaginoso, de un olor etéreo, como los de cloro y de iodo. A más de esto es soluble en el agua, en el alcohol y en el éter, y está fundado en parte sobre esta propiedad el arte de extraerle.

«Para esto se hace atravesar una cor-
 «riente de cloro por medio de una gran
 «cantidad de *agua-madre* de las salinas,
 «hasta que el agua se colore en rojo ja-
 «cinto, lo que tarda poco en manifestar-
 «se, pero debe evitarse el usar un exceso
 «de cloro. Este gas se apodera, segun
 «parece, del hidrógeno perteneciente al
 «hidrobromato de magnesia que Balard
 «admite en la composicion del agua del
 «mar: se produce pues hidroclorato de
 «magnesia, y el bromo puesto en liber-
 «tad queda en disolucion. Hecho esto
 «se agita varias veces con éter esta agua
 «colorada: este disuelve el bromo y la
 «descolora. Se trata en seguida el éter
 «*bromado* por una disolucion de potasa
 «caústica, y el agua descomponiéndose
 «entonces da lugar á un bromato muy
 «poco soluble y á un hidrobromato muy
 «soluble, que por una evaporacion mo-
 «derada se trastorna en bromuro, y
 «cristaliza en cubos. Cuando se ha pre-
 «parado suficiente cantidad de bromuro,
 «no hay nada mas fácil de extraer que el
 «bromo; para esto se mete este bromu-
 «ro en una retorta con ácido sulfúrico
 «diluido en la mitad de su peso de
 «agua, y con peróxido de manganeso; se

«calienta suavemente el líquido, y se re-
 «coge el producto en un globo rodeado
 «de una mezcla frigorífica. El resultado
 «es bromo disuelto en parte en el agua,
 «que se rectifica sobre el cloruro de cal-
 «cio. Los mismos fenómenos que se
 «presentan en la preparacion del cloro
 «se efectuan aqui, y por consiguiente
 «no debemos ocuparnos en examinarlos.
 «(Véase para mayor abundamiento los
 «Anales de química y fisica, tom. XXXII,
 «pág. 339.)»

Del Iodo.

Nuestras observaciones acerca del cloro se aplican igualmente al iodo: el sitio que debe ocupar este elemento en la serie de los cuerpos químicos no está todavía bien determinado; hasta ahora se considera generalmente como un elemento oxigenable no-metálico. Esta sustancia singular fué descubierta en 1813 por Courtois, salitrero de París; pero el conocimiento de la mayor parte de sus propiedades se debe á Gay-Lussac: fué el primero que probó que este nuevo cuerpo tenia una grande analogía con el cloro, y podia mirarse como un cuerpo simple.

IODO. Pes. esp. 4,946. Sustancia sólida en láminas pequeñas de un color gris de pizarra; su olor es análogo al del cloro; puede fundirse á 107°, y volatilizarse en vapores morados á 175°; tiñe el papel y el cutis en amarillo, pero desaparece poco á poco esta mancha; la luz no tiene acción sobre el iodo; este cuerpo es electro-resinoso.

«La naturaleza nos presenta el iodo en estado de combinación en las aguas madres de las sosas de Wareck, en las esponjas, en varias aguas minerales, en el agua madre de las salinas alimentadas por el mediterráneo etc.» Se extrae del modo siguiente: se pone en digestión en el agua sosa de Wareck en polvo, y se mantiene en el líquido hasta que el agua esté cargada de toda la parte soluble; se filtra la solución y se evapora hasta que se haya conseguido separar todos los cristales de muriato de sosa que podía contener el líquido. Se mezcla entonces el agua madre con ácido sulfúrico, y después de haber hecho hervir esta mezcla durante algún tiempo, se introduce en una retorta, añadiendo una cantidad de peróxido de manganeso igual á la de ácido

sulfúrico empleada; se calienta suavemente en el aparato n.º 4, y al momento aparece un hermoso vapor morado que se condensa en láminas cristalinas, tanto en la alargadera como en el recipiente.

ACIDO IÓDICO. Comp. 100 de iodo, 30,927 de oxígeno. (esc. sinóp. 125 iodo, 40 oxígeno). Este ácido es sólido, y no existe ni libre ni combinado en la naturaleza.

ACIDO HIDRIÓDICO. Pes. esp. 4,443, comp. 100 de iodo, 0,783 de hidrógeno (esc. sinóp. 125 iodo, 1 hidrógeno). Gas muy picante, sin color, esparce vapores blancos, y apaga los cuerpos en combustión. Este ácido no existe sino combinado con la potasa en ciertos fucus; se prepara haciendo pasar en un tubo rojo de fuego partes iguales de vapores de iodo y de hidrógeno, ó bien descomponiendo con un calor suave el ioduro de fósforo húmedo.

El iodo se combina con el fósforo, con el azufre y con el cloro. Davy considera uno de los cloruros de iodo como un ácido que llama ácido *cloroiódico*. Estos compuestos no tienen uso y son poco conocidos.

«*Del Zirconio.*»

«El zirconio no se halla en la naturaleza sino en estado de óxido; este óxido se ha conocido hasta aquí con el nombre de *zircona*, de *tierra de zircona*, materia rara que solo existe en el *zircon*. Hasta estos últimos tiempos se habia clasificado la *zircona* entre las tierras ú óxidos terrosos, considerados por analogía como formados de oxígeno y de metal, que segun se suponía no habia podido aislarse á causa de la grandísima afinidad que debia tener con el oxígeno. Pero Berzelius ha probado lo contrario, y segun sus experimentos nos parece que debe mas bien colocarse el *zirconio* entre los elementos no metálicos que entre los metales, y que su verdadero sitio con referencia al oxígeno es el que le damos en la serie de los primeros.

«Para conformarnos con el plan de esta obra, como solo Berzelius ha conseguido el *zirconio*, y que es una sustancia rara y sin aplicaciones, nos contentaremos con decir que el célebre químico sueco lo ha obtenido, tratán-

do el hidro-fluato doble de zircona y de potasa por el potasio en un tubo de hierro cerrado por uno de sus extremos.

Del silicio.

«Lo mismo diremos del silicio que del zirconio: solo se halla en la naturaleza en la sicile, ó *tierra siliciosa*, y debe llamarse igualmente *ácido sicílico* y óxido de sicilio, porque hace las funciones de ácido en sus combinaciones con las bases, y la de base con algunos ácidos. Berzelius ha aislado por primera vez este elemento, que debe considerarse como no-metálico en la actualidad, y destruye el orden de clasificación de los metales adoptado hasta aquí, relativamente á los que se han colocado como tales por analogía en la primera seccion. Pues no solo la descomposicion de la silice hace sospechar que no sean metales, sino que aun cuando lo fuesen deberian colocarse en otra seccion, porque probablemente no tendrán la mayor afinidad con el oxígeno, como sucede con el *zirconio*, y aun mas bien con el *silicio*.

«SILICIO. Pes. esp. desconocido, cuando esta puro tiene el color de avellana

«oscuro, y sin el menor brillo metálico,
 «ni le adquiere tampoco por la frota-
 «cion. No tiene olor ni sabor, ni accion
 «sobre el tornasol, ni sobre el jarabe de
 «violetas. No se reblandece á una tem-
 «peratura elevada, y es mal conductor
 «del calórico y de la electricidad. *Es in-*
 «*combustible en el gas oxígeno á cual-*
 «*quiera temperatura.* Pero en su reac-
 «cion con el carbonato de potasa y de
 «sosa, arde apoderándose de parte del
 «oxígeno del ácido carbónico, transfor-
 «mándole en óxido de carbono; convir-
 «tiéndose el silicio en silice, que se une
 «con el alcali, y forma sin duda un *si-*
 «*licato alcalino.*

«Berzelius ha logrado prepararle por
 «un método análogo al que hemos indi-
 «cado para el zirconio. Solo que en vez
 «de hidrofluato de zircona y potasa, será
 «el de silice y potasa, y aun mejor de si-
 «lice y sosa porque contiene mas silice,
 «y en vez de un tubo de hierro puede
 «usarse sin inconveniente uno de vidrio.
 «El silicio no tiene uso alguno en la ac-
 «tualidad por sí solo; pero en estado de
 «silice es uno de los cuerpos mas im-
 «portantes y que mas aplicaciones tie-
 «nen en las artes.»

De la silice.

SILICE. Pes. esp. 2,66: es una sus-
 tancia muy abundante en la naturale-
 za: se encuentra pura, y mezclada con
 otras tierras: pura constituye el cristal
 de roca: mas ó menos alterada por
 otros óxidos forma la arena, el asperon,
 el granito, la ágata, la calcedonia y mu-
 chas variedades de piedras preciosas.
 Es la sustancia que constituye el arma-
 zon de varias montañas, y segun toda
 probabilidad de una gran parte del
 globo.

La silice pura del químico es un
 polvo blanco, fino, duro, insípido, sin
 olor, infusible, áspero al tacto y que
 puede rayar el vidrio; no forma pasta
 con el agua, y se precipita sin entur-
 biarla: cuando está sumamente dividi-
 da acaba sin embargo por disolverse
 en una gran cantidad de agua. Por este
 motivo las aguas de Bath y otros ma-
 nantiales contienen silice en disolucion.
 Para conseguir esta tierra perfectamen-
 te pura se expone en un crisol á la ac-
 cion de un fuego muy ardiente una
 mezcla de una parte de cuarzo en polvo
 y de tres partes de potasa pura. Se di-

suelve el producto de la calcinacion (silicato de potasa) en agua caliente, se añade bastante ácido para saturar la potasa; y por fin se filtra, se lava y se seca: se consigue así un polvo blanco arenoso, que despues de haberle lavado perfectamente es la silice pura.

La silice en estado de arena es una parte constituyente de la buena argamasa: es una de las principales sustancias que entran en la composicion del vidrio y de la loza: en estado de asperon sirve de pavimento; y otra variedad se emplea para hacer las piedras de escopeta.

«La silice se combina como base únicamente con el ácido hidrofúrico á la temperatura ordinaria, y en caliente con los ácidos fosfórico y bórico, formando sales;» y hace al contrario, al parecer, el papel de ácido en sus combinaciones con los óxidos: hemos visto que formaba con la potasa un compuesto soluble que puede considerarse como formado de *ácido silícico* y de potasa.

«De la reaccion del ácido hidrofúrico con la silice resulta un compuesto de fluoro y de silicio que es un gas ácido conocido hasta aqui con el nom-

«bre de ácido *fluorico-siliciado*, y que «debe llamarse *ácido fluo-silícico*.»

Del azoe.

AZOE. (*Pes. esp.* 0,976). Fluido elástico, sin olor, trasparente sin color, no sirve para la combustion ni la respiracion. El oxígeno, el hidrógeno, el cloro, el iodo, el potasio y el sodio pueden combinarse con él, pero no directamente; es insoluble en el agua, no altera la tintura de tornasol, ni enturbia el agua de cal; mezclado con el oxígeno en las proporciones de 79 partes contra 21 de oxígeno constituye el aire atmosférico; y así es que se prepara siempre quitando al aire la porcion de oxígeno que encierra. Puede conseguirse este resultado de varios modos: 1.º colocando fósforo en una campana que contenga aire atmosférico: el oxígeno se combina con el fósforo, y el residuo es azoe, que se despoja de la corta cantidad de ácido carbónico que contiene el aire, absorbiendo este gas con un óxido alcalino, por ejemplo, la potasa: 2.º mezclando en una campana bajo el agua 100 medidas

de aire ordinario y 80 medidas de deutoxido de azoe; este último gas absorbe el oxígeno del aire, se convierte en ácido nítrico que se disuelve en el agua, y quedan 79 medidas de azoe puro.

El azoe que se llamaba antiguamente *nitrógeno*, fue descubierto en 1772 por Rutherford. En 1775 demostró Lavoisier que era una de las partes constituyentes del aire atmosférico. Este último fluido, por su importancia en la economía animal, merece un examen particular.

Del aire atmosférico.

La masa inmensa del fluido elástico permanente que rodea el globo que habitamos, se compone de todas las especies de aires que se desprenden de los cuerpos esparcidos en su superficie. Muchos de estos gases se disuelven en el agua; otros se descomponen combinándose entre sí; de donde resulta que la parte inferior de la atmósfera se compone únicamente de azoe, de oxígeno, de vapor acuoso y de ácido carbónico. Pero parece que la parte mas

elevada contiene una gran porción de hidrógeno. Este último gas tiene una densidad tan pequeña que debe naturalmente subir mas arriba que todos los otros principios acríformes: la electricidad le enciende algunas veces en las altas regiones, y parece que su combustion es la causa de las auroras boreales y de las estrellas vagas.

El aire atmosférico es trasparente, invisible, á no ser que se presente en grandes masas, pues entonces todo hace creer que tiene una tinta azulada imperceptible bajo un pequeño volúmen. No tiene olor excepto cuando está cargado de fluido eléctrico, es insípido, compresible y muy elástico. Estas propiedades fueron descubiertas y estudiadas por los filósofos del siglo xvi. Reconocieron tambien que era indispensable en la combustion ordinaria y en la respiracion; pero parece que no tuvieron nociones exactas sobre la accion que ejerce en estos casos. Hemos visto que fué Lavoisier quien demostró que este efecto provenia del oxígeno que contiene este fluido elástico.

El aire conduce mal el fluido eléctrico. El oxígeno, el iodo, el cloro, y

el azoe no tienen accion sobre él; las variaciones de temperatura no alteran sus propiedades químicas; pero el boro, el carbono, el hidrógeno, el azufre y el fósforo se apoderan de su oxígeno á una temperatura mas ó menos elevada, y dejan libre el azoe.

Cuando esta accion, que no es mas que una combustion, se efectua en vasos tapados ó vueltos boca abajo sobre el mercurio, cesa al cabo de cierto tiempo, y el aire que queda entonces (si se ha empleado un elemento oxigenable, el fósforo, por ejemplo, capaz de solidificar el oxígeno) ha perdido cerca de la quinta parte de su volúmen; y ha cambiado de naturaleza de tal suerte, que ya no puede sostener la combustion ni la vida de los animales. Es claro, segun estos experimentos, que una de las conclusiones siguientes, que pueden deducirse de ellos, debe ser la verdadera: 1.º el elemento oxigenable ha despedido algun principio que, combinándose con el aire, le ha hecho inútil para toda combustion ulterior; ó 2.º el cuerpo simple ha absorbido la parte del aire que sostenia la combustion, y dejado un residuo de distinta naturaleza;

ó 3.º han sucedido una y otra cosa, es decir, que la parte pura del aire ha sido absorbida, y que ha habido emision de un principio que ha cambiado las propiedades primitivas de la parte restante: pero se ha probado ya con varios experimentos, que los elementos oxigenables despojan el aire atmosférico de su oxígeno, y dejan libre el azoe; y que estos dos fluidos mezclados de nuevo en proporciones convenientes forman una mezcla que no difiere del aire atmosférico. La respiracion de los animales produce sobre el aire el mismo efecto que la combustion, y su calor constante parece ser un efecto del mismo género (tratarémos de este último punto, cuando entremos en el examen de la respiracion). Si se encierra un animal en una cantidad limitada de aire, parece asi que se ha consumido el oxígeno que contenia este fluido: ningun otro gas, ningun otro aire pueden sostener la vida animal; y asi el oxígeno es indispensable á la existencia: mezclado con el azoe en volúmen igual, la activa mas que el aire atmosférico; si su proporcion es mayor, causa una excitacion peligrosa: el azoe parece pues

destinado á moderar esta accion demasiado viva.

La naturaleza tiene varios medios de mantener la proporcion del oxígeno que la respiracion y la combustion tienden sin cesar á destruir. Las plantas, por sus partes verdosas, despiden oxígeno cuando experimentan la accion de los rayos solares, de donde puede deducirse que absorven el ácido carbónico, que existe en el aire por las causas expresadas, y le descomponen apoderándose del carbono, y restituyendo á la atmósfera la parte vital; por fin, el agua se descompone frecuentemente y procura un nuevo manantial de oxígeno; pues su hidrógeno se identifica con las plantas, y contribuye á la formacion de los aceites, de los azúcares, y de los mucilagos.

Los experimentos mas exactos y mas recientes acreditan que la proporcion de oxígeno contenida en el aire atmosférico es, en volúmen, cerca de veinte y uno por ciento. Esta evaluacion forma un ramo de conocimiento llamado *endiometría*, del nombre del instrumento que se emplea. El endiómetro es un aparato conveniente para reconocer la

pureza del aire; ó mas bien la cantidad de oxígeno contenida en un volúmen determinado de aire atmosférico. El descubrimiento que hizo Priestley de la prontitud con que el deutóxido de azoe se combina con el oxígeno y se precipita en seguida, en forma de ácido nitroso, sirvió de base para la construction de estos instrumentos. Su método es muy sencillo; le hemos indicado en la preparacion del azoe.

Volta determinaba los principios constituyentes del aire por medio de la combustion del hidrógeno. Se introducen en un tubo graduado *partes iguales de aire atmosférico y de gas hidrógeno*; se determina la reaccion con la chispa eléctrica. La disminucion de volúmen dividida por tres indica la cantidad de oxígeno absorbida: se ha usado tambien el sulfuro de potasa como medio endiométrico; y por fin se emplea igualmente el mercurio que calentado suavemente se oxida apoderándose del oxígeno del aire, y deja el azoe libre.

De cualquier modo que se ejecute el experimento siempre que se haga con precision, se observará que el aire es una mezcla de 79 partes de azoe y 21 de

oxígeno, que encierra además un poco de ácido carbónico y vapor de agua. Estas proporciones parecen ser constantes en las diversas regiones del globo, en los valles, así como en las montañas más elevadas, y aun á la altura de más de 6000 metros (*) sobre el nivel del mar, como Gay-Lussac lo ha averiguado en su ascension de setiembre 1805. La cantidad de ácido carbónico es variable; pero siempre es muy pequeña, «y equivale á más de un milésimo en «invierno, y poco más de un milésimo en «verano, según Teodoro de Saussure:» se demuestra su presencia exponiendo el agua de cal al aire y agitando de tiempo en tiempo la disolución; la cal se apodera del ácido carbónico, del aire, y le precipita en estado de carbonato.

El vapor de agua existe igualmente en una proporción muy variable. El aire disuelve tanta mayor cantidad de este líquido cuanto más elevada es la temperatura; si esta disminuye, el vapor se condensa en agua y cae en forma de lluvia; y así es que el enfriamiento de la atmósfera en las noches de verano de-

(*) Véase la tabla de pesos y medidas al fin del tomo.

termina una condensación abundante de vapores que se precipitan en agua sobre la tierra y las plantas, y que llamamos rocío.

La determinación exacta de la gravedad específica del aire es un objeto de la mayor importancia: según los resultados más generalmente adoptados, es á la temperatura de 15,°5, y bajo la presión barométrica de $0,76001280^m$, siendo 1 la del agua: esta relación expresada en fracción es $\frac{1}{781}$, es decir, que el agua es 781 veces más densa que el aire atmosférico. Un litro de aire pesa con corta diferencia un gramo y un cuarto. La densidad del aire representada por la unidad sirve de punto de comparación para fijar la gravedad específica de los gases.

El azoe mezclado con el oxígeno forma pues el aire atmosférico; pero puede también combinarse químicamente con el oxígeno en cinco proporciones: las dos primeras son óxidos, y las otras tres son ácidos.

PROTÓXIDO DE AZOE. Pes. esp. 1,526, «comp. 100 azoe, 56,49 oxíg.,» (esc. sinóp. 14 azoe, 8 oxígeno). *Gas regoci-*

jante, fluido elástico, trasparente, sin color, sin olor, de un sabor dulce, y soluble en el agua. Los elementos oxigenables arden en este gas con una luz casi tan resplandeciente como en el oxígeno puro; pero la combustion dura mucho menos tiempo. Cuando se enciende con la chispa eléctrica una mezcla de este gas con el hidrógeno, se produce una detonacion violenta, se forma agua y el azoe queda libre. El calórico y el fluido eléctrico le trasforman en azoe y en deutóxido de azoe. El boro, el fósforo, el carbon y el azufre se apoderan de su oxígeno por medio del calor. El protóxido de azoe se prepara calentando en el aparato núm. 1, y sobre el baño de mercurio, una sal llamada nitrato de amoniaco desecada anticipadamente. El gas que se desprende se recoge en una campana. Este gas ha recibido el nombre de *regocijante*, porque segun Davy produce en las personas que le respiran una especie de embriaguez bastante agradable. Vauquelin ha repetido este experimento; pero la sensacion que ha experimentado no era sino una desazon casi insoportable.

DEUTÓXIDO DE AZOE. Pes. esp. 1,039,

«comp. 100 azoe, 113 oxíg.» (esc. sinóp. 14 azoe, 16 oxígeno). Fluido elástico, trasparente, sin color, que apaga los cuerpos encendidos; es muy peligroso respirarle. Este gas tiene la propiedad de absorber rápidamente el oxígeno del aire y de trasformarse entonces en un *vapor rojo rutilante (ácido nitroso)*, soluble en el agua. El calor y la electricidad le descomponen, dando lugar á la formacion de gas ácido nitroso, y quedando libre parte del azoe: el carbon rojo de calor y el fósforo se apoderan de su oxígeno: se prepara tratando en el aparato núm. 1 el cobre con el ácido nítrico; este metal se oxida á expensas del ácido, y este último, despojado de parte de su oxígeno, se desprende en estado de deutóxido de azoe. Ya hemos visto que es muy útil este gas para analizar el aire atmosférico por la propiedad que tiene de absorber el oxígeno.

ACIDO HIPONITROSO. No existe aislado, ha sido poco estudiado y no tiene usos.

ACIDO NITROSO. Pes. 1,451, «comp. 100 azoe, 225 oxíg.» (esc. sinóp. 14 azoe, 32 oxíg). Líquido amarillo naranjado,

de un sabor cáustico: ejerce una accion muy señalada sobre el tornasol y mancha la piel; es muy mal sano. Puesto en contacto con suficiente cantidad de agua, pasa al estado de ácido nítrico y de deutóxido de azoe que se desprende. Se prepara del modo siguiente: se hace evaporar hasta sequedad una disolucion de plomo en el ácido nítrico, se pulveriza el nitrato de plomo que así se consigue, y despues de haberle desecado lo mas posible se calienta en una pequeña retorta de vidrio, á la cual se adapta un recipiente conveniente. El ácido se desprende en estado de vapor y se condensa en el recipiente.

ACIDO NÍTRICO. Pes. esp. 1,513, segun Thenard, «comp. 100 azoe, 281,82 «oxíg.» (esc. sinóp. 14 azoe, 40 oxígeno). Llamado antiguamente *agua fuerte*, *espíritu de nitro*: es un líquido blanco, muy ácido, de un olor fuerte, y de un sabor muy señalado; es corrosivo y está colorado con un poco de ácido nítrico; puede vaporizarse á 86°; un calor mas fuerte le descompone y le transforma en ácido nítrico y en oxígeno; un frio de 50° le congela.

Su accion sobre el tornasol es muy

enérgica, el hidrógeno, el carbono, el azufre, el fósforo y el boro se apoderan de una parte de su oxígeno por medio del calor, y le reducen al estado de deutóxido de azoe. Los ácidos fosforoso y sulfuroso producen el mismo efecto: el ácido sulfúrico á 100° descompone el ácido nítrico y se apodera del agua que contiene.

Este ácido se fabricaba antiguamente descomponiendo el nitro (nitrato de potasa) con arcilla en unas retortas de barro de una forma particular: mas tarde se sustituyó la fundicion al barro, y las calderas á las retortas. Y por fin, el aparato que merece la preferencia en la actualidad se compone de cuatro cilindros de fundicion colocados en un mismo horno; y comunican por medio de tubos con tres ó cuatro filas de pilones de barro duro, de las cuales las dos primeras estan sumergidas en agua fria: los tubos que se adaptan á los cilindros son de vidrio para que pueda verse el color de los gases que pasan; pero los demas tubos pueden ser de barro. Las proporciones que deben usarse en la mezcla que debe dar el ácido son para cada cilindro 85 kilogramos de nitrato de po-

tasa y 50 de ácido sulfúrico á 66° ó á 1,842 de densidad: se enlodan todas las juntas del aparato con arcilla ordinaria que se cubre con otra mas arenosa mezclada con estiercol de caballo: el calor debe ser bien igual, y debe conducirse el fuego lentamente; percibe uno que se va concluyendo la operacion cuando se ve que los vapores se van poniendo mas rojos; y por fin está finalizada cuando estos vapores no son ya visibles. Entonces es preciso dar el último golpe de fuego para desprender todo el gas: se desenloda y se saca fácilmente el sulfato de potasa por medio de unas pinzas de hierro: el ácido de los pilones de la primera fila es menos puro, porque contiene ácido sulfúrico: el líquido condensado en la segunda contiene ácido nitroso; este se desprende haciendo hervir el líquido ligeramente en retortas de vidrio; se detiene la ebulicion asi que ha blanqueado, y se despacha en el comercio: debe señalar entonces 36° en el areómetro de Baumé.

El ácido nítrico del comercio no es jamás puro, pues contiene ácido hidroclicórico, á no ser que se haya empleado

nitrato de potasa exento de sal marina; se le quita este ácido añadiendo nitrato de plata hasta que cese el precipitado: (el ácido hidroclicórico uniéndose con el óxido de plata forma una sal insoluble, sustituyéndose en su lugar la parte correspondiente de ácido nítrico del nitrato de plata).

La teoría de la preparacion del ácido nítrico es sumamente sencilla; el ácido sulfúrico se combina con la potasa del nitro, y el ácido de este último se recoge y se condensa en el aparato condensador: los vapores rojos provienen de la descomposicion parcial del ácido nítrico en ácido nitroso y en oxígeno. El ácido nítrico debe conservarse en frascos esmerilados y en un sitio oscuro, pues como la luz solar obra sobre él del mismo modo que el calor rojo, le descompone y le trasforma en oxígeno y en ácido nitroso que queda disuelto en el líquido y le colora en amarillo moreno.

Los usos del ácido nítrico son numerosos: se emplea en el grabado sobre cobre, en la sombrereria para secretar las pieles, en los tintes, la docimástica, la metalurgia, el dorado etc. etc. Los

plateros le emplean ordinariamente diluido en agua, y toma entonces el nombre de *agua segunda*. En los laboratorios sirve para preparar el ácido oxálico, el precipitado rojo (deutóxido de mercurio), y para disolver la mayor parte de los metales etc.

ACIDO HIDROCLORO-NITRICO Ó AGUA REGIA ES UNA mezcla de una parte de ácido nítrico á 36°, y de 3 de ácido hidrocórico: este compuesto, conocido con el nombre de *agua regia*, tiene la propiedad de disolver el oro y el platino. La mezcla de los dos ácidos da lugar á un desprendimiento de calor, á una efervescencia, y toma un color naranjado.

AZOE HIDRÓGENADO Ó AMONIACO. «Pes. esp. 0,591, comp. 100 az., 21 hidr.» (esc. sínop. 14 azoe, 3 hidrógeno.) Llamado también *álcali volátil*, es un fluido elástico, «puede liquidarse comprimiéndole fuertemente, y enfriándole «al mismo tiempo:» no tiene color: su sabor es cáustico: enverdece el jarabe de violetas, y apaga los cuerpos encendidos: su olor es vivo, penetrante, y hace llorar: un calor fuerte, y una corriente de chispas eléctricas le descompo-

nen: á una temperatura elevada el oxígeno se apodera de su hidrógeno y de una parte de su azoe, y forma agua y un poco de ácido nítrico. El carbon rojo le descompone, y da lugar á la formación de diferentes gases: el azufre se apodera de una parte de su hidrógeno. El iodo se combina con él, y forma un ioduro. El cloro ejerce sobre él una acción muy viva, combinándose con su hidrógeno. Los ácidos se combinan con este gas, como lo veremos mas adelante; y por fin este álcali es muy soluble en el agua.

Este líquido puede disolver la tercera parte de su peso, ó 430 veces su volumen de gas amoniaco: cuanto mas cargada está la disolución, mas ligera es: Humphry Davy ha calculado una tabla en que indica las relaciones entre el agua, la cantidad de gas disuelta, y la gravedad específica de la disolución: se notan las siguientes:

Peso esp.	Amoniaco.	Agua.
0,9054.....	25,37.....	74,63.
0,9545.....	11,56.....	88,44.
0,9713.....	7,17.....	92,83.

Se llama esta disolución amoniaco

líquido, y se usa en este estado con mas comodidad: se prepara por medio del aparato de Woulff. Se mete en una retorta de barro una mezcla de partes iguales de sal amoniaco (hidroclorato de amoniaco) y de cal apagada en polvo: el resto del aparato se compone de un primer frasco que contiene una corta cantidad de agua, destinada á lavar el gas, y de varios frascos llenos hasta las dos terceras partes de agua destilada y rodeados de agua fria, y mas bien de hielo. Se calienta suavemente, y el gas amoniaco satura sucesivamente el agua de los frascos: el amoniaco líquido ordinario señala de 20° á 22° en el areómetro de los espíritus ó *pesalicores*: puede hacerse que señale 24 ó 25°; pero en el verano, sobre todo, es sumamente difícil conservarle en este punto de concentracion. El agua, á la temperatura de la ebulicion, deja desprender casi todo el gas que tenia disuelto.

La teoría de la operacion, de que acabamos de hablar, es muy sencilla: la cal se une con el ácido de la sal amoniaco; y el gas amoniaco, puesto en libertad, se desprende.

Los sabios se han ocupado largo tiem-

po en el estudio de este gas alcalino, pues que lejos de colocarle entre los óxidos metálicos, le consideran como formado de hidrógeno y de azoe: es cierto que entre ellos hay algunos químicos distinguidos, que no solo han sostenido que el amoniaco contenia oxígeno, sino que han evaluado en 20 por 100 la proporcion que contiene este álcali, deduciéndola de su capacidad de saturacion; pero hasta ahora no ha sido posible probar directamente esta asercion con experimentos positivos. Analizando el amoniaco se obtienen azoe é hidrógeno en la proporcion, en volúmen, de una parte del primer gas contra tres del segundo: la composicion del amoniaco prueba que solo las sustancias azoadas pueden concurrir á su formacion primitiva: efectivamente, este álcali es siempre el producto de la descomposicion de las materias animales: tendremos ocasion de convencernos de ello varias veces cuando examinemos estas sustancias.

Las aplicaciones del amoniaco líquido son bastante numerosas: en química se emplea como reactivo: en medicina se emplea exteriormente como vesican-

te, y por consiguiente casi siempre como derivativo: en las artes se emplea el amoniaco para disolver el carmin, para desleir las escamas de la breca, y hacer una preparacion empleada en la fabricacion de las perlas artificiales, etc.

AZOE CARBONADO Ó CIANÓGENO. Pes. esp. 1,806. Fluido elástico, trasparente, sin color: «puede liquidarse y aun «solidificarse por el frio (Bussy):» soluble en el agua, de un olor desagradable: enrojece el color del tornasol, el cual vuelve á aparecer si se calienta la disolucion: resiste sin alterarse una temperatura muy elevada, y forma la base del azul de Prusia, por cuyo motivo ha recibido el nombre de cianógeno. Se prepara este gas calentando el cianuro de mercurio desecado, y recogiendo el gas en una campana: volveremos á tratar de este gas cuando examinemos el azul de Prusia; y tambien estudiaremos el ácido hidrocianico, cuando se trate de la química animal.

Fluoro ó ftoro.

Hace ya mucho tiempo que se conocen en mineralogia varias especies

de espato que se designan con el nombre de *espato fluoro*: estos minerales, tratados con el ácido sulfúrico, desprenden vapores que corroen el vidrio, propiedad singular que ha debido llamar la atencion de los químicos. «Se consideran actualmente estos espato-fluoros «como formados de fluoro ó ftoro, combinado con el calcio, el aluminio etc.» El ácido que se prepara con ellos no ha podido todavía descomponerse; «pero los químicos suponen actualmente «que está formado de hidrógeno combinado con el radical fluoro ó ftoro,» que no han podido aislar del principio acidificante.

ACIDO HIDRO-FLUÓRICO. Líquido blanco: esparce vapores blancos, muy espesos: su olor es picante, análogo al del ácido hidroclicórico; y su sabor intolerable: enrojece el tornasol. Este ácido ejerce sobre el tejido animal una accion muy perniciosa; y asi nunca podrán tomarse demasiadas precauciones contra los vapores que esparce en el aire. Ataca y corroe todos los cuerpos que no son metales, y aun gran número de estos mismos; los elementos no metálicos no obran sobre él.

Su peso específico y su gravedad son desconocidos.

Se prepara tratando el fluuro de calcio con el ácido sulfúrico, y condensando el ácido en vasijas de plomo.

En las artes no se necesita jamás recoger el ácido hidrofúrico; pero se pone frecuentemente el vidrio en contacto con su vapor. Esto se ejecuta siempre que se quiere quitar el pulimento al vidrio ó grabar en él. Para esto se pone fluuro de calcio ordinario y pulverizado en una vasija de plomo de una forma relativa á la del cuerpo que se quiere exponer á la acción del vapor: se deslie el fluuro con el doble de su peso de ácido sulfúrico, y se sobrepone como cobertera la pieza de vidrio. Asi es como se quita el pulimento en muy pocos instantes á los globos de cristal que se usan para las lámparas, etc. Si se trata no de quitar el pulimento á toda la superficie, pero únicamente de trazar algunas flores ó dibujos, se cubre la parte, sobre la cual se quiere grabar, con una capa de una especie de betun, compuesto de tres partes de cera amarilla y de una parte de trementina comun; se quita en seguida este betun con

una punta ó un buril en todas las partes adonde se quiere que obre el ácido, teniendo cuidado que en todos estos sitios quede el vidrio perfectamente descubierto y limpio para que muerda el ácido con igualdad.

«La acción del ácido hidro-fluórico sobre el vidrio se explica fácilmente, «pues considerando el ácido fluórico siliciado, ó el gas ácido *fluo-silícico* como compuesto de fluoro y de silicio, «es evidente que el ácido hidro-fluórico y la sílice del vidrio obran descomponiéndose recíprocamente: el hidrógeno del ácido se combinará con el oxígeno del óxido, y formará agua, mientras que el fluoro se combina con el silicio y forma el ácido *fluo-silícico*. Si se recibe este gas en el agua se descompone, y á expensas de los elementos del líquido se trasforma en *hidrofluato ácido de sílice* que queda en disolución, y en sílice que se precipita «en forma de gelatina.»

ACIDO FLUOBÓRICO. No hemos podido aislar el fluoro; pero hemos conseguido combinarle con el boro: calentando en un vaso de vidrio ó de plomo una mezcla de espato-fluoro y de ácido bórico,

se obtiene un gas ácido, que se considera como formado de boro y de fluoro: no tiene aplicación conocida.

TERCERA SECCION.

DE LOS ELEMENTOS METALICOS.

De sus propiedades, y de su combinación con los ácidos y demas cuerpos estudiados anteriormente.

Los metales forman la clase mas importante de todos los cuerpos, pues que se aplican á casi todas las artes necesarias á la vida: sirven para fabricar los instrumentos que empleamos en nuestros trabajos, facilitándolos singularmente: y sin ellos aun en los climas mas propicios no lograrían los hombres salir del estado salvaje. En medicina producen efectos maravillosos, y la química nos enseña los medios de separarlos de las materias terrosas, con las cuales se hallan mezclados en la naturaleza, de purificarlos y de emplearlos solos ó combinados entre sí.

Las investigaciones importantes sobre los metales principiaron en la me-

dia edad; es decir, en los siglos de la *alquimia*: así se llamaba una ciencia oculta, conocida únicamente por un corto número de iniciados, y cuyo objeto era transformar los metales imperfectos en oro y en plata.

Los alquimistas creían igualmente poder llegar algún día á descubrir un remedio universal que les asegurase la inmortalidad: estos descubrimientos son lo que llamaban la piedra filosofal. Sus investigaciones se fundaban en que el oro existe en todos los metales; pero mezclado con impureza, y que separándole de estas sustancias extrañas se podía reducir á su estado de pureza natural: por consiguiente habían clasificado las sustancias metálicas en metales *nobles ó perfectos*, y en *medios metales ó imperfectos*, y los habían puesto bajo el influjo de los planetas. El hierro dependía de *Marte*, el cobre de *Venus*, el plomo estaba consagrado á *Saturno*, la plata á *Diana*, el estaño á *Júpiter*, etc.: por fin, el oro era el *rey de los metales*. Muchos charlatanes hicieron fortunas colosales á expensas de los Reyes, de los Príncipes y de los Obispos que lisonjaban con las esperanzas de poder tras-

mutar los metales. Federico III, Emperador de Alemania, hizo acuñar una medalla con el oro procedente de una operacion alquímica, hecha en su presencia por un tal Bichterhausen: le concedió cartas de nobleza, y le hizo inscribir entre los barones del santo imperio, con el nombre de Baron del Caos. (Semejante feudo valia bien una gran fortuna). Este nuevo gentilhombre no podia presentarse en alguna parte sin ser agasajado y festejado. El Elector de Maguncia le suplicó que hiciese en su presencia una trasmutacion: accedió á su súplica el señor Baron, y tomó una cantidad *de materia de proyeccion* del grueso de una lenteja: la mezcló con goma tragacanta á fin, decia él, de suavizarla: lo envolvió todo en una capa de cera, y lo puso con 4 onzas de mercurio en un crisol tapado, que se cubrió con carbon. El Príncipe en persona soplabá el fuego, y el Baron dirigia la operacion: al cabo de media hora se sacó el crisol de la lumbre, y se halló lleno de oro en fusion y de un hermoso color rojo. El gentilhombre le juzgó ser de una ley muy fuerte, y pidió que se bajase añadiendo plata: así se hizo: se

procedió á una segunda fusion: se vertió en el molde, y se obtuvo una barra de muy buen oro, pero algo quebradizo. El alquimista explicó fácilmente esta circunstancia desagradable, atribuyéndola á algunas moléculas de estaño accidentales que debian desaparecer con una tercera fusion. Se fundió el metal por tercera vez, y se consiguió oro sumamente dúctil. El Director de la casa de moneda dijo que jamás habia visto oro tan fino. Menconius, que refiere esta historia, cita las expresiones del Príncipe, con tal complacencia, que hace creer que uno y otro pensaban que la trasmutacion era verdadera. Los que hacian semejantes experimentos tenian gran cuidado de llevar consigo, para agitar la mezcla, un tubo hueco que contenia oro, y que no estaba tapado mas que con cera: esta se fundia con la accion del calor: el metal fluia en el crisol, y el alquimista lograba persuadir á las personas que engañaba que poseia el medio de trasmutar los metales. El arte de preparar el remedio universal vino despues del secreto para hacer oro. Paracelso, tan célebre por la cura de las enfermedades sifilíticas, de la le-

pra, etc., etc., y que no debe confundirse con el charlatan que acabamos de citar, llevaba en el puño de su espada una panacea universal que debia hacerle inmortal. Pero este nuevo manantial de juventud no quitó el que muriese de edad de 47 años, víctima de su vida disoluta. Estas ideas ambiciosas debian desvanecerse antela antorcha de una sana filosofía; y así los químicos modernos no se dedican á investigaciones de esta especie, de cuya inutilidad estan convencidos; pero sí estudian las propiedades químicas de los metales, y se ocupan en buscar los medios de utilizarlos para el bien estar de la sociedad.

Los metales son sustancias simples que pueden combinarse en una ó varias proporciones con el oxígeno, y formar óxidos, que por su combinacion con los ácidos producen sales.

Algunas veces tambien el resultado de la combinacion del oxígeno con un metal es un ácido.

PROPIEDADES FISICAS. Una de las propiedades mas notables es el aspecto brillante que les es peculiar, y que se llama *brillo metálico*: este brillo proviene de la facultad que tienen de reflejar la

luz con mucha mas fuerza que cualquiera otro cuerpo: esta facultad resulta en parte de que su textura es mas apretada, y así son muy convenientes para la construccion de los espejos, por cuyo motivo forman siempre la base de ellos. Pero cuando se reducen á polvo fino los metales, no se observa ya semejante brillo. Estos cuerpos son tambien *opacos, insolubles en el agua, buenos conductores del calórico y de la electricidad*: su *gravedad específica* es en general mucho mayor que la del agua. Se funden con el calor, y si cuando estan en fusion se echan en un molde, se les puede dar la forma que se quiere. Así es que se hacen un gran número de utensilios en estaño, plata etc. de una forma elegante: difieren considerablemente entre sí en su grado de *fusibilidad*, pues el mercurio goza de esta propiedad á tal punto que permanece líquido á la temperatura ordinaria, mientras que otros metales, como el platino, no pueden fundirse sino con el calor mas violento que puede producirse. Algunos son volátiles: la mayor parte son fijos en la acepcion ordinaria de esta palabra; es decir, que no pueden «*va-*

«porizarse con el mayor calor que podamos producir en nuestros hornos.»

LA DUREZA de los metales es muy variable; pero esta propiedad en algunos puede aumentarse con el arte; y así es que los modernos han llegado á procurarse con el acero un gran número de instrumentos cortantes que los antiguos hacían con una aleación de cobre y de estaño: la *sonoridad* de los metales es proporcional á su dureza.

LA ELASTICIDAD de los metales depende de su dureza, y puede aumentarse con el arte; y así el acero con que se hacen los resortes de los relojes es casi perfectamente elástico, aunque el hierro en su estado natural no lo sea sino muy poco.

MALEABILIDAD ó propiedad de extenderse y de aplastarse por el choque ó por medio del *laminador*. El oro es el mas maleable de todos los metales; y por esto es, que no obstante su gran valor pueden hacerse hojas de oro bastante delgadas, y que se venden á un precio cómodo. La plata es también muy maleable. Hé aquí la lista de los metales maleables, y su orden de maleabilidad.

1.º oro		2.º platino
plata		plomo
cobre		zinc
estaño		hierro

DUCTILIDAD. Propiedad que tienen los metales de poderse estirar en hilos: relativamente á la ductilidad se pueden colocar como sigue:

1.º oro		2.º cobre
plata		zinc
platino		estaño
hierro		plomo

HILERIA (trefilerie). Es la operacion por la cual se estiran en hilos las barras de metal, haciéndolas pasar por los agujeros de una plancha de acero llamada *hílera*. Para que un hilo pueda estirarse es preciso que tenga el metal una gran tenacidad: el oro, la plata, el hierro, el acero, el cobre y las aleaciones que pueden formar entre sí, son los cuerpos que se usan comunmente en esta operacion. La operacion llamada hílería es sumamente sencilla. Se emplea una pieza de acero, horadada en varias partes, y cuyos agujeros son progresi-

vamente mas pequeños unos que otros; se adelgaza por uno de sus extremos la barra que se quiere estirar para poderla introducir en el agujero mayor; hecho esto se agarra este extremo con unas pinzas fuertes, por medio de las cuales se estira y se halla el hilo precisado á atravesar este agujero, amoldándose en él y alargándose al mismo tiempo. Este mismo hilo va pasando asi sucesivamente por los diferentes agujeros de la hilera que van disminuyendo hasta que llega á atravesar el que tiene el menor diámetro. Los mas gruesos pueden tener una pulgada, y los mas finos un milésimo de pulgada de diámetro.

La accion violenta que padece el metal al estirarse, le endurece y le hace quebradizo; y asi es preciso recogerle varias veces durante el curso de la operacion. Los hilos de oro se hacen cubriendo con hojas de oro una barra cilíndrica de plata, y pasándola por los diferentes agujeros de la hilera hasta que tenga el hilo el grueso de un cabello. Esta gran ductilidad es uno de los caracteres distintivos del oro.

TENACIDAD. Es la propiedad en virtud de la cual un cuerpo sostiene un peso mas ó menos considerable sin romperse; varía en los metales.

Los siguientes, tirados en hilo de dos milímetros de diámetro, han suportado, á saber:

	Kilógramos.
Hierro.....	249,659
Cobre.....	137,339
Platino.....	124,000
Plata.....	85,62
Oro.....	68,216
Estaño.....	24,200
Zinc.....	12,720

Es evidente que para pasar por la hilera los metales, deben poseer la tenacidad en cierto grado.

Los metales son en general insípidos y sin olor; algunos sin embargo despiden por la frotacion un olor desagradable.

Su estructura es laminosa, fibrosa, ó granosa, y pueden cristalizar en cubos, octaedros, etc.

ESTADO NATURAL, EXTRACCION. Los

metales se hallan algunas veces en la naturaleza en su estado nativo, es decir, puros y sin mezcla de otras sustancias; de modo que poseen el aspecto y las propiedades metálicas; pero se encuentran con mas frecuencia unidos con otras materias, y este «compuesto» se llama *mineral* (*). Se aísla el metal por la acción de un calor violento, y por medios «mecánicos y químicos.» Los metales y los minerales metalíferos se hallan en varios sitios debajo del agua, en los álveos de los rios, de los lagos y de los mares; tales son las arenas auríferas y ferruginosas, los granos de oro nativo, los ocreos y los fragmentos de minerales: en estado de sales y en disolución en el agua; tales son las aguas vitriólicas que contienen hierro, cobre ó zinc. En la tierra están comunmente dispuestos en vetas, y otras veces, pero con menos frecuencia, forman capas ó montones: unas veces constituyen la veta por sí solos, y otras están

(*) Llámase *soroque* la sustancia pedregosa ó acidífera que acompaña á los minerales metálicos.

esparcidos entre sustancias pedregosas: algunas veces suelen entrar en la composición de ciertas rocas, y son la causa de su color, de su densidad etc. etc.

Se consiguen generalmente los metales, *quebrantando ó machacando los minerales, lavándolos, tostándolos y fundiéndolos.* La primera y la segunda de estas operaciones los pulverizan y los separan de las otras sustancias mas ligeras ó mas solubles en el agua. La tercera y la cuarta los separan unos de otros; pues por medio de ellas se volatilizan el arsénico, el azufre y las otras sustancias volátiles con que están combinados. Por estas operaciones se reducen los minerales metálicos al estado de óxidos, y entonces se unen con los *flujos negros ó blancos.* Así se llama toda sustancia que facilita la fusión ó fundición de los minerales. En grande se usan como flujo las piedras de cal, ó tierras arcillosas. En los experimentos de laboratorio se emplean principalmente algunos álcalis. Los flujos alcalinos son *flujos brutos blancos y negros; el flujo bruto blanco* es una mezcla de partes iguales de nitro y tár-taro que se pone en un crisol con el

mineral que se trata de fundir; la explosión que hace el nitro con la materia inflamable del tártaro es útil en algunas operaciones, aunque en general tiene el inconveniente de arrojar fuera del crisol la materia que se experimenta, á no ser que se tenga el cuidado de no echar á la vez sino una corta cantidad de mezcla, ó de trabajar en un crisol grande. *El flujo negro* difiere del anterior en la proporción de sus ingredientes: contiene doble cantidad de tártaro que de nitro, por cuyo motivo la combustión es incompleta, y gran parte del ácido tartárico se descompone por la sola acción del calor, y deja por residuo cierta cantidad de carbon que da un color negro á la mezcla. Se emplea para reducir los óxidos, es decir, para aislar el metal, ya sea el carbon de leña, ya el de piedra, los cuales, durante su combustión, se apoderan del oxígeno del óxido, y se combinan con este gas.

Examinaremos actualmente las propiedades químicas de los metales en general, es decir, la acción que ejercen sobre ellos los cuerpos estudiados anteriormente, y acabaremos por el estu-

dio de aquellos que ofrecen mas intereses por sus aplicaciones á las artes.

PROPIEDADES QUÍMICAS. Los cuerpos simples ó compuestos estudiados anteriormente tienen una acción mas ó menos señalada sobre los metales. La mayor parte de estas acciones estan ligadas por leyes generales que nos ponen en el caso de poderlas reunir bajo un solo punto de vista; y tendremos ocasión de convencernos de que esta marcha acorta mucho el trabajo, y disminuye por consiguiente la masa de datos que es preciso fijar en la memoria.

ACCION DEL CALOR SOBRE LOS METALES. Los metales pueden distribuirse en varias clases relativamente al efecto que produce en ellos el calor. *Fusibles ó fundibles* á la temperatura ordinaria (*el mercurio*); fusibles mas abajo del calor rojo (*potasio, sodio, estaño y bismuto*); fusibles á un calor mas elevado que el rojo (*plata, cobre, oro etc. etc.*); fusibles con el soplete mas energético (*titano, cerio etc. etc.*); infusibles (*tungsteno etc. etc.*). *Volátiles*: se dice que un metal es volátil cuando expuesto á una temperatura superior á la que necesita para fundirse, puede reducirse

á vapor (*mercurio, arsénico, cadmio, potasio, telurio y zinc*).

Tablas de los principales metales, colocados por orden de mayor fusibilidad.

1. ^a	Mercurio.....	— 39°
	Potasio.....	+ 58
	Sodio.....	90
	Estaño.....	210
	Bismuto.....	256
	Plomo.....	260
	Telurio.....	265
	Arsénico.....	indeterminado
	«Zinc.....»	370
	«Antimonio..»	un poco mas abajo del calor rojo.
	«Cadmio».....	id.

2. ^a		<u>Pirómetro de Wedgwood.</u>
	Plata.....	20°
	Cobre.....	27
	Oro.....	32
	«Cobalto, poco menos difícil de fundir que el hierro».	
	Hierro.....	130
	Manganeso.....	160
	«(Nickel.. como el manganeso)».	

3.^a «Casi infusibles, y que no pueden conseguirse en boton con el fuego de fragua; pero que se funden con el soplete de gas oxígeno é hidrógeno.»

«Molibdeno.

«Urano.

«Tungsteno.

«Cromo.»

4.^a «Infusibles con el fuego de fragua. Fusibles con el soplete de gas oxígeno é hidrógeno.»

«Titano.

«Cerio.

«Osmio.

«Iridio.

«Rodio.

«Platino.

«Columbio.»

ACCION DE LA PILA. Véase lo que hemos dicho al tratar de la pila galvánica.

ACCION DEL OXÍGENO SOBRE LOS METALES. La mayor parte de los metales

se combinan directamente con el oxígeno, y aun gran número lo hacen en varias proporciones. Los diferentes óxidos que puede formar un mismo metal, están ligados por una ley que puede enunciarse del modo siguiente: *Las dósís de oxígeno en los diferentes óxidos de un metal, tienen siempre relaciones simples entre sí.* Esta ley es una consecuencia de nuestras observaciones acerca de la escala sinóptica.

Protóxido de mercurio	200 + 8 = 208
Protóxido de cobre	64 + 8 = 72
Deutóxido de mercurio	200 + 16 = 216
Deutóxido de cobre	64 + 16 = 80

Las dósís de oxígeno se hallan para el mercurio y el cobre en la relación de 8 á 16 ó de 1 á 2. Esta relación sería para el hierro de 1 á $1\frac{1}{2}$.

Nuestros lectores hallarán en la tabla siguiente las relaciones en peso, según las cuales se combina el oxígeno con los metales que tienen más aplicaciones en las artes.

Escaia sinóptica.	Nombre de los óxidos.	Cantidad de oxígeno que absorven 100 partes de metal para pasar al estado de óxido.
12 magnes.	óxido de magnesio ó magnesia (*).	68,156
9 aluminio.	— de aluminio ó alúmina.	87,634
8 silicio...	— de silicio ó sílice.	108
20 calcio.	— de calcio ó cal.	39,058
44 stroncio.	óxido de stroncio ó stronciana.	18,273
70 bario...	— de bario ó barita.	11,669
40 potasio.	— de potasio ó potasa.	20,409
24 sodio...	— de sodio ó sosa.	34,374

(*) He hecho en esta columna numérica algunas enmiendas con arreglo á las últimas análisis publicadas en la 5.^a edición del Thenard. Los que comparen el Desmarest con mi traducción las notarán fácilmente.

Escala sinóptica.

Nombres de los óxidos.

Escala sinóptica.		Nombres de los óxidos.	Cantidad de oxígeno que absorven 100 partes de metal para pasar al estado de óxido.
28	mang. . . 8	— de manganeso.	28,108
28	— 16	— (per.)	56,215
33	zinc. . . . 8	— (prot.) de zinc.	24,797
28	hierro. . . 8	— (prot.) de hierro.	29,483
28	— 12 oxíg.	— (per.) de hierro.	44,224
59	estaño. . . 8	— (prot.) de estaño.	13,6
59	— 16	— (deut.) de estaño.	27,2
28	romo. . . 12	— — de cromo.	56,84
45	antimonio 8	— (prot.) de antimonio.	18,6
45	— 12	— (deut.) de antimonio.	24,8
45	— 16	— (trit.) de antimonio.	30,993

METALICOS.

26	cobalto. . 8	— (prot.) de cobalto.	27,097
26	— 12	— (deut.) de cobalto.	40,647
71	bismuto . 8	— — de bismuto.	11,275
64	cobre. . . 8	— (prot.) de cobre.	12,638
64	— 16	— (deut.) de cobre.	25,276
64	— 32	— (trit.) de cobre.	50,552
104	plomo. . . 8	— (prot.) de plomo.	7,725
104	— 12	— (deut.) de plomo.	11,587
104	— 16	— (trit.) de plomo.	15,450
200	mercurio 8	— (prot.) de mercurio.	3,95
200	— 16	— (deut.) de mercurio.	7,90
110	plata. . . . 8 oxíg.	— óxido de plata.	7,398
199	oro. 8	— (prot.) de oro.	4,026
199	— 24	— (deut.) de oro.	12,077
181	platino. . 8	— (prot.) de platino.	8,22
181	— 16	— (deut.) de platino.	16,45

Thenard ha tenido la feliz idea de clasificar los metales en seis secciones por orden de afinidad con el oxígeno y por la facilidad con que descomponen el agua.

1.^a SECCION. Metales cuyos óxidos no han podido reducirse, y que se admiten como tales por analogía: son en número de cinco, magnesio, glucinio, ittrio, aluminio, torinio. Solo se hallan en la naturaleza en estado de óxidos.

2.^a SECCION. Metales que tienen la propiedad: 1.^o de *absorber el oxígeno á la temperatura mas elevada*: 2.^o de *descomponer repentinamente el agua á la temperatura ordinaria, apoderándose de su oxígeno*. Son en número de seis: calcio, stroncio, bario, sodio, potasio, litio.

3.^a SECCION. Metales que tienen la propiedad: 1.^o de *absorber el oxígeno á la temperatura mas elevada*: 2.^o de *no descomponer el agua sino con el calor rojo*. Estos son cinco: manganeso, zinc, hierro, estaño y cadmio.

4.^a SECCION. Metales que: 1.^o *absorven el oxígeno á la temperatura mas elevada*: 2.^o *que no descomponen el agua ni en caliente ni en frio*. Son 15,

y entre ellos los 5 primeros forman ácidos con el oxígeno. Estos metales son los siguientes: arsénico, molibdeno, cromo, tungsteno, columbio, antimonio, urano, cerio, cobalto, titano, bismuto, cobre, telurio, nickel, plomo.

5.^a SECCION. Metales que: 1.^o *no absorven el oxígeno sino á cierta temperatura, y cuyos óxidos son reductibles á una temperatura mas elevada*: 2.^o *que no pueden descomponer el agua á ninguna temperatura*. Estos son dos: mercurio y osmio.

6.^a SECCION. Metales que *no absorven el oxígeno, y no descomponen en el agua á ninguna temperatura, y cuyos óxidos se reducen mas abajo del calor rojo*. Son seis: plata, paladio, rodio, platino, oro é iridio.

ACCION DEL CLORO, DEL AZUFRE Y DEL IODO SOBRE LOS METALES. El sitio que deben ocupar estos elementos en la serie de los cuerpos químicos no está todavía fijado. Las consecuencias de esta incertidumbre se notan sobre todo en la accion que ejercen estos mismos cuerpos sobre los metales. Examinemos las proporciones que deben guardar estos compuestos siguiendo la

escala sinóptica: tomaremos por ejemplo el mercurio.

Protocloruro de mercurio se compone de 36 cloro, 200 mercurio.

Deutocloruro de mercurio se compone de 72 cloro, 200 mercurio.

Protosulfuro de mercurio se compone de 16 azufre, 200 mercurio.

Deutosulfuro de mercurio se compone de 32 azufre, 200 mercurio.

Protoioduro de mercurio se compone de 125 iodo, 200 mercurio.

Deutoioduro de mercurio se compone de 250 iodo, 200 mercurio.

La misma escala nos indica que 36 de cloro y 1 de hidrógeno forman el ácido hidroclórico.

16 de azufre y 1 de hidrógeno forman el ácido hidrosulfúrico.

125 de iodo y 1 de hidrógeno forman el ácido hidriódico.

200 de mercurio y 8 de oxígeno forman el protóxido de mercurio.

200 de mercurio y 16 de oxígeno forman el deutóxido de mercurio.

Por consiguiente el cloro, el iodo y el azufre combinados son el mercurio: lo están en proporciones tales que el hidrógeno, necesario para acidificar

los radicales no-metálicos, y el oxígeno, necesario para oxidar el metal, entran en las mismas proporciones que en la composición del agua. Por otra parte, el estado actual de la ciencia no nos permite afirmar que un cuerpo bien desecado no contenga todavía agua; y esto da lugar á las cuestiones siguientes:

Cuando el cloro, el azufre ó el iodo se combinan con un metal, ¿será binario el compuesto (cloruro, sulfuro, ioduro de un metal), y contendrá cierta cantidad de agua, ó se separarán en su reacción química los principios constituyentes del agua, uniéndose el hidrógeno con el radical no-metálico para formar un hidrácido, y el oxígeno con el metal para formar un óxido; en cuyo caso el compuesto sería una sal (hidroclorato, hidrosulfato, hidriodato, del óxido, del metal)? Estas son cuestiones que están aun por resolver: algunos químicos sostienen que cuando el compuesto es sólido, es binario ó en *uro*; pero que pasa al estado de sal cuando está disuelto en el agua. Esta decisión no me parece matemática, y prefiero llamar estos compuestos indiferentemente clo-

ruro, sulfuro, ioduro, hidrociorato, hidrosulfato, hidriodato (*). Notaré solamente que siendo 16 el equivalente químico del azufre y 8 el del oxígeno, la cantidad de azufre en los sulfuros será doble de la cantidad de oxígeno necesaria para oxidar el metal.

ACCION DEL HIDRÓGENO, DEL BORO, DEL CARBONO, DEL AZOE Y DEL FÓSFORO SOBRE LOS METALES. Estos elementos, excepto el último, tienen poca tendencia á unirse con los metales: los fosfuros estan regidos en cuanto á su formacion por las mismas leyes que los sulfuros.

ACCION DE LOS ACIDOS SOBRE LOS METALES. Los ácidos son de dos especies: 1.º *oxácidos* cuando el oxígeno es el principio acidificante: 2.º *hidrácidos* cuando el acidificante es el hidrógeno.

ACCION DE LOS OXACIDOS SOBRE LOS METALES. Si hay accion, el metal se oxida á expensas del ácido, y hay desprendimiento del radical del ácido, ó de un compuesto que contenga menos oxígeno.

(*) Sin embargo, aunque no sea una demostracion matemática, los químicos mas célebres han adoptado esta hipótesis, y creo que es la mas probable.

no que el ácido empleado. El óxido metálico formado se une generalmente con el resto del ácido (*cobre y ácido nítrico*); se forma nitrato de óxido de cobre, y se desprende deutóxido de azoe: algunas veces se oxida el metal á expensas del agua, se une con el ácido, y el hidrógeno se desprende (zinc, agua y ácido sulfúrico); se forma sulfato de óxido de zinc, y el hidrógeno se desprende.

ACCION DE LOS HIDRACIDOS SOBRE LOS METALES. Resulta casi siempre un cuerpo binario en *uro*, y el hidrógeno se desprende (ácido hidrociorico y potasio), se forma cloruro de potasio si el ácido es gasoso, ó hidrociorato de potasa si es líquido, en cuyo caso el hidrógeno del agua es el que se desprende. En el segundo caso el potasio se oxida á expensas del agua que tiene el gas ácido-hidrociorico en disolucion.

ACCION DEL CALOR SOBRE LOS ÓXIDOS. Los protóxidos absorven en general el oxígeno, « y los peróxidos pasan á un « grado inferior de oxidacion.» Algunos óxidos, de los de la 5.^a y 6.^a seccion, abandonan todo su oxígeno.

ACCION DE LA PILA VOLTAICA SOBRE

LOS ÓXIDOS. Todos los óxidos de las cinco últimas secciones se reducen por medio de la pila galvánica: el oxígeno se dirige al polo vítreo, y el metal al polo resinoso.

ACCION DEL OXÍGENO SOBRE LOS ÓXIDOS. Los protóxidos pasan al estado de peróxido.

ACCION DEL HIDRÓGENO, DEL CARBONO Y DEL CLORO SOBRE LOS ÓXIDOS. Descomponen muchos óxidos por medio del calor. Los dos primeros se combinan con el oxígeno, y el tercero se une con el metal reducido. Algunos óxidos muy poco reductibles, tales son los de potasio, de sodio, de bario y de calcio, se combinan con el cloro, y forman cloruros de óxidos. Estos compuestos son notables porque poseen algunas de las propiedades del cloro, y principalmente la de descolorar las materias vegetales.

ACCION DEL AZUFRE Y DEL FÓSFORO SOBRE LOS ÓXIDOS. Se unen algunas veces con los óxidos, dando lugar á la formacion de óxidos fosforados ó sulfurados.

ACCION DEL AGUA SOBRE LOS ÓXIDOS. Pueden dividirse los óxidos en solubles

y en insolubles. Los primeros son la barita, la potasa, la stronciana, la cal, la sosa, el óxido blanco de arsénico, y el óxido de osmio: todos los demas óxidos son insolubles.

ACCION DEL AMONIACO LIQUIDO. Pueden dividirse los óxidos en solubles é insolubles en el amoniaco líquido. Los primeros son el óxido de zinc, el deutóxido de arsénico, los protóxido y deutóxido de cobre, el óxido de plata, el deutóxido y el tritóxido de antimonio, y el óxido de telurio: todos los demas son insolubles.

ACCION DE LOS ACIDOS SOBRE LOS ÓXIDOS. Un ácido se combina con un óxido metálico, y forma una *sal*: así la sal marina ó sal comun es el resultado de la union del ácido hidroclórico con el óxido de sodio (sosa). Puede efectuarse la accion de varios modos: si el óxido está en estado de *deutóxido* ó *tritóxido* suele abandonar el oxígeno, mientras que algunos protóxidos se apoderan al contrario del oxígeno, del ácido ó del agua; pero en todos casos se forma una sal. El número de sales es muy considerable, y esta parte ofrece tambien resultados que facilitan su es-

tudio. Dividiremos los datos generales que tenemos sobre las sales en ocho partes distintas: 1.º composición de las sales: 2.º acción del calórico sobre las sales: 3.º acción del agua sobre las sales: 4.º acción de los ácidos y de las bases sobre las sales: 5.º acción recíproca de las sales entre sí: 6.º medio de reconocer en general el ácido de una sal: 7.º medio de reconocer la base de una sal: 8.º métodos generales que deben seguirse en la preparación de una sal.

De la composición de las sales.

Una sal es constantemente el producto de la reacción de un *ácido* (cuerpo que enrojece la tintura de tornasol) sobre un *óxido* ó *base* (cuerpo que suele volver el color azul á la tintura de tornasol enrojecida por un ácido). De donde resulta que los componentes de una sal hacen desaparecer recíprocamente sus propiedades en el momento de la combinación, lo que se expresa en química por la palabra *neutralizar*. Esta neutralización solo se efectúa entre proporciones definidas de ácido

y de base; ó en otras palabras, una cantidad determinada de ácido no puede neutralizar sino una cantidad definida de base: por consiguiente una sal neutra pasará al estado de sal ácida ó de *sobre-sal*, añadiéndola una porción cualquiera de ácido, y pasará al estado de sal con exceso de base ó de *sub-sal* si se añade una porción cualquiera de base: 40 de ácido sulfúrico neutralizan exactamente 48 de potasa, y forman un sulfato de potasa, cuyo sabor es amargo, y en el cual no se perciben ni las propiedades del ácido ni las propiedades de la base; pero si se unen 48 partes de ácido con 48 partes de potasa, las 8 partes superabundantes de ácido gozarán de todas sus propiedades: la sal será ácida ó *sobre-sal*. Si al contrario se combinan 40 partes de ácido con 56 de potasa, las 8 partes excedentes de potasa manifestarán sus propiedades: la sal será *sub-sal*.

Resulta de las consideraciones anteriores que puede averiguarse *generalmente* el estado de una sal por los caracteres siguientes: la sal *neutra* no cambia las tinturas roja y azul de tornasol. La *sobre-sal* enrojece la tintura

azul: la *sub-sal* vuelve azul la tintura enrojecida con un ácido.

Ya hemos hecho observar que si el cloro, el azufre y el iodo forman sales en su reacción sobre los metales, siendo estas hidrociorato, hidrosulfato, hidriodato de óxido-metálico, es preciso convenir en que el hidrógeno del ácido y el oxígeno de la base están exactamente en las proporciones para formar agua: relaciones de naturaleza poco diferente se efectúan entre los principios constituyentes de una sal, cuyo ácido contiene oxígeno como principio acidificante: estas relaciones se expresan con las tres leyes siguientes.

1.^a LEY. Si se determinan los números que representan las relaciones de capacidades de saturación de todas las bases con un mismo ácido, estos números quedarán los mismos para cualquiera otro ácido; y *vice-versa*, si se determinan los números que representan las relaciones de capacidad de saturación de todos los ácidos con una base: permanecerán los mismos números para cualquiera otra base. La inspección de la escala sinóptica nos demuestra esta ley, pues siendo 20, 52,

78, 32 y 48 los números que expresan las relaciones de saturación de las bases magnesia, cal, stronciana, barita, sosa y potasa para $\frac{5}{4}$ de ácido nítrico, los mismos corresponden también á $\frac{4}{10}$ de ácido sulfúrico.

2.^a LEY. Existe siempre una relación simple entre el oxígeno de la base y el oxígeno del ácido: esta relación es la misma para todas las sales que tienen el mismo ácido. En efecto, si nos referimos á la escala sinóptica notamos que el ácido contiene una cantidad de oxígeno que es múltiple de 8 equivalente químico del oxígeno: la base contiene también una cantidad de oxígeno, múltiple de 8; por consiguiente la relación entre estas cantidades no puede ser sino muy sencilla. Así es que el ácido sulfúrico contiene 3×8 de oxígeno: la potasa encierra 1×8 de oxígeno: la relación será la de 3×8 á 1×8 , ó de 3 á 1. Igualmente el sulfato de zinc es tal que el ácido contiene 3×8 de oxígeno, y la base 1×8 de oxígeno; la relación es también de 3 á 1.

3.^a LEY. La cantidad de ácido es proporcional á la cantidad de oxígeno del óxido, y esta relación es la misma

para todas las sales formadas por un mismo ácido. Para todos los sulfatos la relacion será la de 5 á 1, porque habrá en todos estos sulfatos 40 de ácido y 1×8 de oxígeno.

Daremos tambien aqui una tabla de las relaciones que tienen el oxígeno del óxido con el oxígeno del ácido, en las sales formadas con un mismo ácido.

Designacion de los géneros.	CANTIDAD DE OXÍGENO.	
	Del óxid.	Del ácid.
Boratos.	1	2,696
Carbonatos.	1	2
Carbonatos neutros ó bicarbonatos.	1	4
Fosfatos neutros.	2	5
Sulfatos neutros.	1	3
Nitratos neutros.	1	5
Cloratos neutros.	1	5

Esta tabla sirve principalmente para calcular con prontitud las cantidades respectivas de ácido y de óxido necesarias para formar una sal neutra. Si quiero saber, por ejemplo, cuanto ácido sulfúrico necesaria para saturar 100

arrobas de protóxido de hierro, hallaré en la tabla de composicion de los óxidos que en el protóxido de hierro el *oxígeno* y el *metal* estan en la proporcion de 100 de hierro y de 29,483 de oxígeno, ó que 100 arrobas de protóxido contienen 22,7 arrobas de oxígeno. Pero el oxígeno del óxido es al oxígeno del ácido como 1 á 3; por consiguiente multiplicando 22,7 por 3 se tendrá la cantidad de oxígeno que debe existir en el ácido, es decir 68,1 arrobas, que corresponden segun la composicion del ácido sulfúrico á 113,7 arrobas de ácido seco, ó cerca de 145 arrobas de ácido sulfúrico líquido á 66°: podrá ejecutarse el mismo cálculo para todas las demas sales.

ACCION DEL CALÓRICO SOBRE LAS SALES. La mayor parte de las sales absorben en el momento de su cristalización cierta cantidad de agua que se llama *agua de cristalización*. Este líquido parece indispensable para la solidificación de la sal. «Y así el sulfato de sosa absorbe 56 por 100 de agua de cristalización.»

Cuando se calienta una sal, el calor volatiliza esta agua; pero antes que pa-

se al estado de vapor, 1.º ó la sal se funde en su agua de cristalización si existe en gran cantidad, y entonces puede verse derretida y formar un vidrio mas ó menos trasparente, y es lo que se llama *fusion acuosa*; por ejemplo, el nitrato de sosa, el borato de sosa, el sulfato ácido de alúmina, el nitrato de plata: 2.º ó las sales si contienen poca agua de cristalización *decrepitan* con el calor (la sal marina ó hidrocloreto de sosa), es decir, saltan con estallido y arrojan en el aire partículas de sal. Algunas sales que contienen poca agua de cristalización ó que la han perdido por la volatilización, pueden experimentar una fusión que se llama en este caso *fusion ignea*: si se continúa calentando, un calor mas elevado puede producir tres efectos distintos: puede, 1.º despedir el ácido (todos los carbonatos); 2.º descomponer este ácido (todos los nitratos); 3.º descomponer el ácido y la base (nitrato de amoníaco): en este último caso que citamos, los elementos de la sal ejercen entre sí una acción recíproca; el hidrógeno de la base se combina con parte del oxígeno del ácido, y se desprende protóxido de azoe.

ACCION DEL AGUA SOBRE LAS SALES. El agua por su acción sobre las sales las divide en dos secciones distintas: *sales solubles*, *sales insolubles*. Ninguna sal es completamente insoluble; pero se han convenido los químicos en mirar como tales las que exigen 5 á 6000 partes de agua para disolverse. La disolubilidad de las sales en el agua es la mas importante de sus propiedades, pues por medio de este líquido se purifican y se separan las unas de las otras en orden inverso de la facultad que tienen de disolverse.

Gay-Lussac ha publicado en los Anales de química una memoria sobre la disolubilidad de las sales: citaremos la parte mas notable de ella.

No deja de sorprenderse el lector, dice en aquella memoria este célebre químico, cuando recorre los diferentes tratados de química y nota la incertidumbre que reina acerca de la disolubilidad de las sales: estas obras solo se limitan á hacer observar que las sales son mas solubles en caliente que en frio, observacion conocida ya de todo el mundo; y citan tambien la solubilidad de algunas sales á una temperatu-

ra muy incierta por lo general: sin embargo, en esta propiedad de las sales se funda su descomposicion mútua (véase mas adelante la accion de las sales unas sobre otras), su separacion, y las diferentes operaciones químicas que se emplean para analizarlas. La disolucion de las sales merece una atencion particular, pues aunque proceda de las mismas causas que producen las otras combinaciones, sin embargo sus efectos no se parecen.

La determinacion de la cantidad de sal que puede disolver el agua no es una operacion muy difícil, pues consiste en saturar exactamente el agua con la sal, cuya solubilidad quiere averiguarse á una temperatura determinada; en pesar cierta cantidad de esta disolucion, hacerla evaporar y pesar el residuo salino. Se consigue una disolucion salina saturada por los dos métodos siguientes: 1.º echando la sal en el agua caliente y dejándola enfriar hasta la temperatura, para la cual se trata de conocer la solubilidad: 2.º echando en el agua fria un gran exceso de sal y elevando gradualmente la temperatura. En uno y otro caso es preciso mantener constante la tempera-

tura final durante dos horas á lo menos, y menear frecuentemente la disolucion salina para convencerse de que está completamente saturada. Por estos experimentos directos hechos con mucho esmero reconoció Gay-Lussac que los dos métodos dan rigurosamente los mismos resultados.

Sucedo algunas veces que la disolucion de una sal que no cristaliza ya mas, y que por esta razon se considera como saturada á la temperatura ordinaria, cede sin embargo algunas moléculas salinas á los cristales de la misma sal que se sumergen en la disolucion. Se ha deducido de esta observacion que los cristales de una sal empobrecen la disolucion y la hacen bajar mas abajo de su verdadero punto de saturacion. Gay-Lussac piensa que este hecho reputado cierto ha sido mal interpretado.

La saturacion de una disolucion salina á una temperatura invariable es el término en que el disolvente hallándose siempre en contacto con la sal no puede cargarse de mayor cantidad, ni abandonar tampoco la menor parte de ella. Segun esta definicion, toda la disolucion salina que puede abandonar sal sin que

cambie la temperatura, está *sobresaturada*; de donde puede deducirse que, en general, la saturación no es un término fijo, y que la causa que produce esta variación es la misma que sostiene el agua líquida más abajo de su punto de congelación.

Algunas sales expuestas al aire abandonan el agua de cristalización que contienen; se llaman sales *eflorescentes* (fosfato de sosa): otras tienen tal afinidad con el agua que la quitan al ambiente; se llaman sales *deliquescentes* (hidroclorato de cal). Unas y otras deben conservarse en vasos que estén perfectamente tapados.

ACCION DE LOS ACIDOS Y LAS BASES SOBRE LAS SALES. Cuando se quiere poner un ácido ó una base en contacto con una sal, puede hacerse la operación en seco ó bien por el intermedio del agua: en el primer caso no puede efectuarse la acción sino por medio del calor; pero no se necesita este agente en el segundo. Las leyes que daremos entonces son generales siempre que los dos cuerpos puestos en contacto sean solubles.

VIA SECA. 1.^a LEY. Si el ácido es más fijo que el de la sal, despidе á este úl-

timo, y se obtiene una nueva sal formada por la combinación del ácido nuevo con la base.

2.^a LEY. Si la base es más fija que la de la sal, hay descomposición.

VIA HUMEDA. 1.^a LEY. Si el ácido es más soluble que el de la sal, hay descomposición.

2.^a LEY. Si la base es más soluble que la de la sal, hay descomposición.

3.^a LEY. Si el ácido puede formar con la base de la sal una sal insoluble, hay descomposición, y la nueva sal se precipita.

4.^a LEY. Si la base puede formar con el ácido de la sal una sal insoluble, hay descomposición, y la nueva sal se precipita.

5.^a LEY. Si se pone en contacto con una sal soluble un ácido ó base que tengan más afinidad con uno de los componentes de la sal, y que la sal que se forme sea insoluble, hay descomposición completa; pero si la nueva sal formada es soluble, se efectúa simplemente una repartición de la base ó del ácido, en razón de las afinidades respectivas.

De las leyes anteriores se deducen varios principios importantes que apli-

carémos cuando expongamos los medios de reconocer la naturaleza de una sal.

1.º La potasa y la sosa siendo muy solubles descompondrán por la via húmeda todas las demas sales solubles, pues que la base de ellas es generalmente un óxido metálico menos soluble; 2.º la potasa y la sosa descompondrán las sales cuya base es el amoniaco, y este último cuerpo descompondrá todas las otras sales; 3.º la cal formará un precipitado blanco (carbonato de cal) con todos los carbonatos solubles; 4.º la barita ó la stronciana formarán un precipitado blanco (sulfato de barita ó de stronciana) en todos los sulfatos; 5.º el ácido hidrosulfúrico formará un precipitado de un color mas ó menos oscuro «*sulfuro metálico*» en todas las sales cuya base es un óxido metálico insoluble; 6.º el ácido sulfúrico, siendo en general mas soluble que los otros ácidos, descompondrá la mayor parte de las sales solubles, desalojando al ácido de la combinacion salina que formaba; 7.º el ácido tartárico formará un precipitado cristalino en todas las sales de potasa.

ACCION DE LAS SALES UNAS SOBRE OTRAS. El contacto entre dos sales pue-

de efectuarse en seco, ó con el intermedio del agua.

VIA SECA. 1.ª LEY. Si las dos sales puestas en contacto pueden formar una sal mas volátil con el calor, hay descomposicion, y la sal volátil formada se desprende.

VIA HUMEDA. 1.ª LEY. Si las dos sales son solubles y que de su reaccion pueda resultar una sal insoluble, hay por fuerza descomposicion, y la nueva sal insoluble se precipita.

2.ª LEY. Si una de las sales es insoluble, podrá, en ciertos casos, saberse anticipadamente cuál deba ser el resultado: los carbonatos de sosa ó de potasa descomponen con el calor todas las sales insolubles; pero la descomposicion es siempre incompleta.

3.ª LEY. Si de dos sales solubles pueden resultar dos sales insolubles, hay descomposicion: las dos sales se precipitan, y no queda en el líquido mas que agua pura.

Examinemos las consecuencias de las leyes que acabamos de desenvolver: 1.º una sal soluble de barita produce un precipitado blanco (sulfato de barita) con todos los sulfatos solu-

bles: 2.º una sal soluble de plata precipita en blanco (cloruro de plata) todos los hidroclosatos: 3.º un hidrosulfato produce un precipitado de color oscuro con todas las sales solubles, cuya base es un óxido metálico insoluble etc. etc. Las recíprocas de los principios que acabamos de sentar, son igualmente ciertas; y así un sulfato soluble forma un precipitado blanco (sulfato de barita) en todas las sales de barita solubles, y lo mismo con las demas sales que quedan ya citadas.

Medios de reconocer el ácido de una sal.

Un compendio de química no puede comprender una análisis razonada de todas las sales. Me contentaré pues con indicar los medios de reconocer el ácido de doce «géneros» de sales, boratos, carbonatos, sulfatos, fosfatos, cloratos, hidrosulfatos, hidroclosatos, hidriodatos, hidrocianatos, é hidrofluatos.

La sal, cuyo ácido se trata de reconocer, puede ser: 1.º soluble en el

agua: 2.º insoluble en el mismo líquido. Esta cuestion se decidirá fácilmente: se pondrá una corta cantidad de sal en el agua, y se calentará ligeramente; la sal desaparece en parte ó en totalidad en el primer caso, y queda en el fondo de la vasija en el segundo.

SALES INSOLUBLES. Hemos visto en la accion de las sales unas sobre otras, que el carbonato de potasa descompone todas las sales insolubles, y las trasforma en sales solubles de potasa que tienen el mismo ácido. Por consiguiente, la que se examina puesta á hervir con una disolucion de carbonato de potasa, se trasformará en sal de potasa del mismo ácido que tenia antes: la cuestion se hallará pues reducida á reconocer el ácido de la nueva sal soluble: la solucion de este problema se hallará en la narracion siguiente.

SALES SOLUBLES. La sal puede hallarse: 1.º en estado sólido: 2.º en disolucion en el agua.

PRIMER CASO. SALES SÓLIDAS. Se pondrá en un vaso de experimentos una porcion de sal, y se añadirá una cor-

ta cantidad de ácido sulfúrico. La acción será nula ó habrá desprendimiento de vapores.

ACCION NULA. La sal es un *borato*, un *sulfato* ó un *fosfato*: se disolverá pues parte de la sal en poca agua destilada, y se repartirá en dosis iguales en tres copas que presentarán los fenómenos siguientes: 1.º echando en el primero nitrato de barita podrá formarse un precipitado blanco insoluble en el ácido nítrico, en cuyo caso es un *sulfato*; porque se forma un sulfato de barita insoluble y un nitrato de la otra base que es soluble: 2.º la segunda parte puesta á hervir con una corta cantidad de ácido sulfúrico, dejará precipitar unos cristales lamíneos de ácido bórico, lo que indica un *borato*, habiéndose combinado el ácido sulfúrico con la base del borato: 3.º si la sal no presenta estos caracteres, se podrá deducir que la sal es un *fosfato*.

DESPRENDIMIENTO DE VAPORES. En todas estas reacciones químicas el ácido sulfúrico se combina con la base de la sal, y el ácido se desprende con todos sus caracteres físicos; pero es-

tos caracteres pueden presentar las modificaciones siguientes:

Efervescencia sin olor sensible, y análoga á la que produce el vino espumoso de Champagne; *carbonatos*.

Efervescencia con olor de azufre quemado, *sulfitos*.

Vapor poco notable, acompañado de un olor de agua fuerte, *nitrosos*.

Vapor blanco humeante en el aire, y picante, *hidrocloratos*.

Vapor que tiene el olor de huevos podridos, *hidrosulfatos*.

Vapor que corroe el vidrio, *hidrofluatos*.

Vapor amarillo verdoso, *cloratos*.

Vapor poco señalado que tiene olor de azufre quemado, y residuo moreno-castaña, *hidriodatos*.

Vapor flojo que tiene el olor de almendras amargas, *hidrocianatos*.

SEGUNDO CASO. DISOLUCIONES SALINAS. Si está concentrada la disolución pueden emplearse los medios anteriores: si la sal está diluida en una gran cantidad de agua, se repartirá el líquido en seis partes iguales, y se expondrá á la acción de los reactivos en el orden siguiente:

Si el nitrato de barita forma un precipitado blanco insoluble en el ácido nítrico, puede afirmarse que la sal es un *sulfato*.

Si una sal soluble de cal forma un precipitado blanco soluble en el ácido nítrico «con efervescencia», *carbonatos*.

Si una disolución de plomo, de hierro ó de cobre precipita con color negruzco (sulfuro de plomo, de hierro ó de cobre), *hidrosulfatos*.

Si el nitrato de plata forma un precipitado blanco soluble en el amoniacco, «é insoluble en el ácido nítrico», *hidrocloratos*.

Por fin, si estas operaciones no demuestran cual es la naturaleza del ácido de la sal, debe deducirse que esta sal es un borato, sulfito, clorato, nitrato, fosfato, hidriodato, hidrocianato. Se concentrará la solución por el calor, y se experimentará la sal por los medios indicados en el párrafo anterior.

Medios de reconocer la base de una sal.

Hay treinta y nueve metales y la

mayor parte pueden formar dos y algunas veces tres óxidos. Por consiguiente, las bases salinas son muy numerosas, y el problema considerado de un modo general exigiria por menores que por su extensión no pueden citarse aquí. Simplificaré pues la cuestión, y supondré (lo que sucede mas comunmente) que la base de la sal está comprendida entre los 18 óxidos metálicos siguientes:

1. ^a Magnesia.	2. ^a Alúmina.
Cal.	Oxido de zinc.
Stronciana.	—de hierro.
Barita.	—de estaño.
Amoniacco.	—de antimonio.
Sosa.	—de bismuto.
Potasa.	—de cobre.
	—de plomo.
	—de mercurio.
	—de plata.
	—de oro.

La sal, cuya base es el objeto de la investigación, puede ser insoluble ó soluble, lo que será fácil averiguar por el método indicado anteriormente.

SALES INSOLUBLES. Se hará hervir la

sal con una disolucion de carbonato de potasa, y se formará así un carbonato insoluble con la base desconocida. El precipitado separado por la filtracion, y tratado convenientemente con el ácido nítrico, formará un nitrato soluble con la base desconocida: la cuestion se reducirá pues á examinar una sal soluble.

SALES SOLUBLES. La sal puede hallarse: 1.º en estado sólido; 2.º en disolucion: en el primer caso se disolverá la sal, y el problema estará comprendido en el de las disoluciones salinas.

DISOLUCIONES SALINAS. Se tomará una corta parte del líquido, y se tratará con el hidrosulfato de potasa: si no hay precipitado la base de la sal está comprendida en la *primera columna*; si hay un precipitado mas ó menos colorado, la base de la sal está comprendida en la *segunda*.

Ningun precipitado con el hidrosulfato de potasa.

Se repartirá la solucion de la sal en dos partes A y B muy desiguales, y se echará potasa líquida en la parte

mas corta B: si hay precipitado blanco, la base de la sal es uno de los cuatro primeros óxidos; y en este caso la potasa siendo mas soluble que estos óxidos, ha descompuesto la sal, se ha unido con el ácido y ha precipitado la base; si no hay precipitado, la base de la sal es uno de los tres compuestos, sosa, potasa ó amoniaco.

PRIMER CASO. PRECIPITADO CON LA POTASA. Se repartirá el líquido A en cuatro porciones, y se expondrán sucesivamente cada una de estas partes á los experimentos siguientes:

Si el bicarbonato de potasa no forma un precipitado en frio, *sal de magnesia*.

Si el oxalato de amoniaco forma un precipitado blanco (oxalato de cal), que vuelve á disolverse en el ácido nítrico, *sal de cal*.

Si el ácido sulfúrico produce un precipitado blanco insoluble en el ácido nítrico, la base de la sal es la *barita* ó la *stronciana*. Se precipitará de nuevo otra porcion de la disolucion con la potasa líquida, y se pondrá el precipitado hecho pasta en digestion con el alcohol. Se pegará fuego á la

mezcla, y si la llama es amarillenta, sobre todo hácia el fin de la combustion, *sal de barita*: si la llama es roja, *sal de stronciana*.

SEGUNDO CASO. NINGUN PRECIPITADO CON LA POTASA. La sal no puede ser sino de base de potasa, de sosa ó de amoniaco.

Si el líquido B en que se ha vertido la potasa, y que no ha formado precipitado, tiene el olor picante y característico del amoniaco, sal cuya base es el *amoniaco*.

Si no se observan estos caracteres, el líquido A es una sal de potasa ó de sosa, se le añadirá un gran exceso de ácido tartárico líquido; y si al cabo de media hora se percibe un precipitado cristalino «tartrato ácido de potasa,» la sal que se examina tiene por base la *potasa*; en el caso contrario será la *sosa*.

Volvamos actualmente al problema, al principio del experimento. Hemos dicho que la primera operacion consistia en verter una corta cantidad de *hidrosulfato de potasa* en la disolucion salina, y hemos desenvuelto el método que debe seguirse siempre que no

haya precipitado: supongamos que este precipitado exista.

Precipitado con el hidrosulfato de potasa.

La base de la sal puede ser la alúmina, el óxido de zinc, de estaño, de antimonio, de hierro, de bismuto, de cobre, de plomo, de mercurio, de plata ó de oro.

El color del precipitado determinará cual de estas bases entra en la composicion de la sal.

Si el precipitado es blanco, *sal de zinc*, ó *sal de alúmina*. Si un exceso de amoniaco disuelve completamente el precipitado, *sal de zinc*; si no le disuelve, *sal de alúmina*. Si el precipitado es amarillento, *sal de estaño*, ó *sal de antimonio*. Se decidirá fácilmente la cuestion metiendo en la solucion una plancha ó chapa de plomo: este metal precipita el estaño en estado metálico.

Si el precipitado es negruzco, la base es uno de los siete últimos óxidos. Se repartirá el líquido en siete partes, y se echarán sucesivamente los reactivos siguientes:

Si el hidrogenocianato de potasa precipita en azul, *sal de hierro*.

Si el hidrogenocianato precipita en blanco, á veces amarillento, y si una plancha de cobre precipita un metal blanco-amarillento, *sal de bismuto*.

Si el hidrogenocianato precipita en moreno-castaña, y si una plancha de hierro sumergida en el líquido toma una tinta cobriza, *sal de cobre*.

Si el hidrogenocianato de potasa precipita en blanco, y si una plancha de zinc sumergida en líquido produce una hervorización particular, *sal de plomo*.

Si el hidrogenocianato de potasa precipita en blanco, y si una plancha de cobre sumergida en el líquido y frotada despues, presenta una capa brillante de mercurio, *sal de mercurio*.

Si el ácido hidrocórico forma un precipitado blanco soluble en el amoníaco, «é insoluble en el ácido nítrico»; y si despues de evaporada la disolución salina, y de haber calcinado el residuo «con potasa cáustica» en un crisol, se obtiene un boton metálico, *sal de plata*.

Si el hidrogenocianato de potasa

forma un precipitado blanco amarillento; y si una plancha de estaño forma un precipitado pulverulento purpúreo, *sal de oro*.

Las reglas establecidas en este resumen y en el anterior, bastarán para determinar las partes constituyentes de un compuesto salino. Para esto se cuidará siempre de repartir la cantidad de sal sobre la cual se debe experimentar, en dos porciones: la primera servirá para reconocer la naturaleza del ácido, y la segunda para reconocer la de la base.

Preparacion de las sales.

Nó se sabe á punto fijo cual es el número de sales conocidas en la actualidad, porque hay muchas que no han examinado los químicos todavia; es sin embargo probable que ascienda este número á mas de *dos mil*. La naturaleza nos ofrece cerca de sesenta sales que son puras, ó que no exigen sino pocas operaciones para llegar al estado de pureza. Todas las otras sales, y aun las que estando mezcladas en la naturaleza con otras sustancias exigen

para su separacion grandes gastos, se obtienen por varios métodos que pueden reducirse á cuatro principales.

PRIMER METODO. Todas las sales pueden prepararse directamente, es decir, uniendo el ácido con la base hasta saturacion completa. Este método se aplica en general á las sales solubles, cuyo precio es bastante elevado. Y así el oxalato de amoniaco se prepara echando una disolucion de ácido oxálico en el amoniaco líquido hasta saturacion; es decir, hasta que el líquido no tenga accion sobre las tinturas roja ó azul de tornasol. En seguida, si la sal puede cristalizar, se consigue en este estado por la evaporacion.

SEGUNDO METODO. La mayor parte de las sales pueden prepararse, tratando los carbonatos con varios ácidos. Se vierte el ácido líquido sobre el carbonato; hay reaccion y el ácido carbónico se desprende con efervescencia, mientras que uniéndose con la base, el ácido empleado constituye la sal. Si puede cristalizar esta, se logrará en este estado por evaporacion.

TERCER METODO. Una sal insoluble se prepara generalmente por medio de

descomposiciones dobles: una de las dos soluciones que se emplean en esta reaccion, es ordinariamente una sal de potasa, cuyo ácido es el que debe formar la nueva sal. La segunda solucion debe tener por base el óxido de la sal insoluble. El sulfato de plomo puede prepararse, vertiendo una disolucion de sulfato de potasa en una disolucion de nitrato de plomo. El líquido contiene nitrato de potasa, y el precipitado blanco es sulfato de plomo que es preciso lavar con mucha agua para separarle del nitrato de potasa que contiene.

CUARTO METODO. Se obtienen algunas sales, tratando el metal con un ácido en caliente ó en frio: en este caso el metal se oxida á expensas del ácido, y algunas veces á expensas del agua que se descompone. El cobre, el mercurio, el hierro tratados con el ácido nítrico, forman nitrato de cobre, de mercurio ó de hierro, y el compuesto volátil que se desprende contiene menos oxígeno que el ácido nítrico.

ESTUDIO PARTICULAR.

DE LOS METALES Y DE SUS COMPUESTOS.

Dividiremos este estudio en seis secciones distintas, segun la clasificacion del célebre Thenard; clasificacion que hemos indicado mas arriba al tratar de la afinidad de los elementos metálicos con el oxígeno.

Metales de la primera seccion.

Estos elementos metálicos se admiten únicamente por analogía, y se ha supuesto hasta aqui que sus compuestos, considerados como óxidos, retienen el oxígeno con tal fuerza, que ha sido imposible reducirlos al estado metálico. Estos metales son en número de cinco.

Aluminio, thorinio, ittrio, glucinio y magnesio. Examinaremos solamente los compuestos que pueden formar el aluminio y el magnesio. La union de estos metales con el oxígeno constituye la alúmina y la magnesia, conocidas en química con el nombre de *tierras*.

La primera no tiene accion alguna sobre la tintura de tornasol y el jarabe de violetas. La magnesia enverdece ligeramente este segundo reactivo.

De la alúmina y de sus compuestos.

Alúmina pes. esp. 2: es la principal parte constituyente de la arcilla: no existe en la naturaleza en estado de pureza, y solo se consigue en este estado, disolviendo el alumbre (sulfato de alúmina y de potasa) en el agua caliente, y añadiendo poco á poco amoniaco, hasta que se forme un precipitado: el sulfato se descompone, y la alúmina separada del ácido se precipita, se recoge sobre un filtro, se lava y se calcina el residuo. El polvo que así se obtiene es blanco, insípido y suave al tacto: la alúmina agarra á la lengua y forma una pasta con el agua; los cuerpos simples no la alteran y el amoniaco la disuelve, segun Berzelius, pero en muy corta cantidad.

La arcilla existe en la naturaleza con abundancia. Esta tierra es bastante blanda para dejarse rayar por el hierro, su quebradura no es lustrosa ni bri-

llante, es como térrea: esta sustancia despide cuando se sopla sobre ella un olor particular llamado arcilloso; este olor que despide la arcilla comun proviene sin duda del óxido de hierro que contiene, porque con la arcilla pura no se observa semejante fenómeno. La arcilla forma con el agua una pasta *plástica*, que goza de una gran tenacidad, y que se pone tan dura con el calor que algunas veces suele producir chispas con el eslabon. La arcilla tiene tal afinidad con la humedad, que agarra á la lengua y exige un calor fuertísimo para desecarse completamente.

Se distinguen en mineralogia 7 ú 8 especies de arcilla, dos de las cuales merecen particularmente nuestra atención: 1.º la tierra para la porcelana ó el kaolin de los chinos. Esta tierra, cuando está pura, no forma sino difícilmente pasta con el agua: no puede fundirse en un horno de porcelana; su color es blanco, puro y á veces algo amarillo ó color de carne: los kaolines de la China y del Japon son mas blancos, y mas untuosos al tacto que los de Europa: el de la Sajonia tiene una ligera tinta amarilla que desaparece al

fuego, lo que prueba que no son causa de ella los metales. Los kaolines se componen generalmente de 52 de sílice, 47 de alúmina y 0,33 de óxido de hierro; tambien los hay que contienen una gran cantidad de agua: 2.º la arcilla de los alfareros es compacta, lisa, casi siempre untuosa al tacto, y puede pulimentarse con los dedos cuando está seca. La arcilla plástica de *Forges-les-eaux*, con la cual se hacen «crisoles y hornos» para las fábricas de vidrio y todo objeto de alfarería, se compone, segun Vauquelin, de 16 de alúmina, 63 de sílice, 1 de cal, 8 de hierro y 10 de agua: otras arcillas de los alfareros contienen 32,2 de alúmina, 43,5 de sílice, y 3,5 de cal.

Sales de alúmina.

La alúmina unida con los ácidos forma sales, la potasa la precipita, y si se echa con exceso la vuelve á disolver. El hidro-sulfato de potasa la precipita igualmente de sus disoluciones salinas: se debe este efecto á la potasa y no al ácido hidro-sulfúrico, pues este se desprende. El sulfato de alúmi-

na entra en la composición del alumbre; las otras sales de esta base no tienen uso y han sido poco estudiadas.

De la magnesia y de sus compuestos.

Se consideró esta sustancia durante mucho tiempo como una tierra primitiva; se compone, según Davy, de oxígeno y de un metal llamado magnesio; se halla combinada naturalmente con un ácido, en estado de sal, en el agua de mar y en muchos manantiales. Para preparar la magnesia pura es preciso disolver en agua destilada cierta cantidad de sulfato de magnesia, y añadir carbonato de potasa á la disolución: la magnesia se apodera del ácido carbónico y se precipita. Se hace hervir el precipitado con agua destilada, se seca y se expone en un crisol á un calor rojo. El ácido carbónico se desprende y la magnesia queda pura. En el comercio se consigue la magnesia, tratando la piedra de cal magnesia-na con las aguas madres de las manufacturas de sal. El ácido hidroclórico se une con la cal y forma una sal soluble, mientras que la magnesia de la pie-

dra «y la de la salmuera» se recogen en estado sólido. Otro método consiste en descomponer «el hidroclorato de magnesia» de las aguas madres con el carbonato de amoníaco que proviene de la destilación de los huesos, formándose entonces hidroclorato de amoníaco y carbonato de magnesia. Se mezcla la primera de estas dos sales con tierra blanca (carbonato de cal), se sublima, y se saca todavía carbonato de amoníaco que puede tratarse de nuevo con las aguas madres, y emplearse por consiguiente en la preparación de la magnesia.

LA MAGNESIA. Pes. esp. 2,3: es un polvo blanco, suave al tacto, insoluble en el agua, enverdece el jarabe de violetas, y por consiguiente es el anillo que une las *tierras* con los óxidos de los metales de la sección siguiente; es decir, con las *tierras alcalinas*. Se funde difícilmente, se efectúa sin embargo su fusión con el calor del soplete. La magnesia del comercio es el carbonato de magnesia que se usa en medicina como anti-ácido (absorbente) y purgativo.

CLORURO DE MAGNESIA. Si se dirige una corriente de cloro sobre la magne-

sia, se forma un compuesto que tiene el olor del cloro, y que usan los ingleses en el blanqueo, cuando el cloruro de cal no conviene por su demasiado activo, y tambien en la fabricacion de las telas pintadas á causa de la diversidad de accion que ejerce sobre ciertos colores.

Sales de magnesia.

CARBONATO DE MAGNESIA. (comp. esc. sinóp. 20 magnesia, 16 de ácido carbónico). Polvo blanco insoluble que hemos citado ya, y que se prepara por el tercer método, tratando el sulfato de magnesia con el carbonato de potasa. Se halla tambien en la naturaleza pero rara vez; sirve para preparar la magnesia, y se mezcla algunas veces en la proporcion de 30 granos por libra de harina, para hacer mejor pan.

SULFATO DE MAGNESIA. (Comp. esc. sinóp., 20 magnesia, 40 ácido sulfúrico). Sal blanca amarga, cristaliza en agujas, y contiene «de 51,414 á 51,527» por 100 de agua de cristalización. Se le da frecuentemente el nombre de sal de Epsom, de Sedlitz ó de Egra, porque existe en gran cantidad en las aguas

de los manantiales que tienen estos nombres. Se extrae en el comercio de las aguas madres de la sal marina; se concentran y abandonan primero la sal de cocina, y despues el sulfato de magnesia; algunas veces, y sobre todo en Italia, se prepara la misma sal con las esquitas que contienen magnesia y sulfuro de hierro; se exponen al aire, teniendo el cuidado de regarlas de tiempo en tiempo; el azufre absorve el oxígeno del aire y se trasforma en ácido sulfúrico; el hierro se oxida tambien, pero el ácido formado se combina casi enteramente con la magnesia. Se lava la materia, y se echa cal en el líquido para descomponer el sulfato de hierro, se filtra y se hace evaporar. Verémos que este método es aplicable á la fabricacion de un gran número de sulfatos, cuando la naturaleza nos presenta «el «sulfuro del metal que debe contener «la base.» Y asi es que se obtienen los sulfatos de zinc, de cobre, de hierro, de plomo, etc., exponiendo al aire los sulfuros ó piritas de los mismos metales. El sulfato de magnesia se emplea en medicina como purgante.

El borato, nitrato é hidrociorato de

magnesia no tienen aplicacion alguna.

La potasa precipita la magnesia de todas sus disoluciones salinas; pero un exceso de este álcali no la disuelve jamas, distinguiéndose en esto la magnesia de la alúmina, pues esta se disuelve como ya queda dicho.

En el análisis suele suceder que es preciso decidir si una sal tiene base de cal ó base de magnesia; puede resolverse la cuestion con el bi-carbonato de sosa: esta sal forma *en frio* un precipitado blanco con las sales de cal, y no precipita con las sales de magnesia.

El amoniaco no precipita sino una parte de la magnesia, y se combina con la otra; los *bi-carbonatos solubles* ó carbonatos neutros no precipitan en frio esta base, porque el exceso de ácido carbónico la mantiene en disolucion.

Metales de la segunda seccion.

Estos metales son seis: lithio, calcio, stroncio, bario, potasio, sodio; los cuatro primeros se admiten por analogía. Davy y Clarke aseguran que los han obtenido en estado metálico; pero sus experimentos necesitan confirma-

cion. Los óxidos que forman estos metales se conocen con el nombre de *tierras alcalinas*. Saturan los ácidos, enverden el jarabe de violetas, y vuelven el color azul á la tintura de tornasol enrojecida por un ácido. Esta última propiedad los distingue de las *tierras* estudiadas anteriormente. El potasio y el sodio se han conseguido en estado metálico; sus combinaciones con el oxígeno forman dos *álcalis*, potasa y sosa, que poseen las propiedades alcalinas en alto grado, es decir, que azulan la tintura roja de tornasol y tienen un sabor cáustico de orina sumamente señalado. En general los óxidos lithina, cal, stronciana, barita, potasa y sosa, son compuestos que se llaman *bases salificables alcalinas*; la alcalinidad crece desde la lithina hasta la potasa. Examinaremos los cinco últimos metales y sus compuestos.

De la cal y de sus compuestos.

Cal. Pes. esp. 2,3. H. Davy asegura que ha descompuesto esta tierra y que está formada de oxígeno y de un metal llamado *calcio*: no se halla en la natu-

raleza sino combinada con los ácidos. La cal pura y viva es blanca, cáustica, é infusible: expuesta al aire atrae la humedad y se desmorona (*se delite*), se calienta y cae reducida á polvo: poco tiempo despues absorve el ácido carbónico del aire, y se trasforma con mas ó menos rapidez en una sal insípida (carbonato de cal). La cal viva se desmenuza aun mas pronto si se echa sobre ella una corta cantidad de agua: la masa se calienta; parte del agua se vaporiza y se desprende, dividiendo al mismo tiempo la materia, y la otra se solidifica combinándose con la cal. Cuando se ha enfriado toma el nombre de *cal apagada* en las artes, y el de *hidrato de cal* en química. En este estado ha perdido una parte de su causticidad, y no puede ya solidificar mas agua. La cal viva se descompone con la pila voltáica.

La cal se prepara descomponiendo por medio del calor la piedra de cal ó carbonato de cal: el ácido carbónico se desprende y deja la cal en estado sólido. Preparada por este método es muy buena la cal para las construcciones; pero no forma la cal pura de los químicos: esta se consigue metiendo en un crisol

pedacitos de mármol blanco, poniendo este en un horno de reverbero, y calentando convenientemente durante hora y media: es preciso conservar la cal en un frasco esmerilado.

Hay que tomar algunas precauciones cuando se prepara la cal comun. Las reglas que deben observarse varían segun las piedras sobre las cuales se opera: en general cinco litros de carbon de piedra bastan para preparar 20 á 25 litros de cal. Las piedras que son magnesianas al mismo tiempo, exigen menos fuego. Siempre que la piedra caliza contenga mucha silice y alúmina, es preciso esmerarse en que el fuego no sea demasiado vivo; porque la cal se vitrificaria fácilmente.

Cuando la cal viva está humedecida y amasada toma mucha consistencia, y forma con el agua una masa coherente y sólida, compuesta de 76 de cal y de 24 de agua. Si mientras se solidifica se añade óxido rojo de hierro, adquiere la cal mas dureza y coherencia, efecto que hasta cierto punto proviene de la afinidad química y recíproca de estos cuerpos; el compuesto es menos soluble. El hidrato de cal, es decir, la pasta forma-

mada con la cal viva y el agua debe servir de base á los cementos empleados en todas las construcciones debajo del agua. La cal que proviene de las piedras calizas es preferible para este objeto. Mezclada con la puzolana (*lava descompuesta*, formada casi enteramente de alúmina y de óxido de hierro) une muy bien estas especies de obras. El *terrax*, que se halla en cantidades considerables en Holanda, no es mas que un basalto análogo á la puzolana: una parte de esta sustancia con dos de cal apagada forman, por decirlo así, toda la argamasa que se emplea en los diques de las Provincias Unidas.

Los cementos que se endurecen y obran apoderándose del ácido carbónico del aire, ó cementos comunes, estan formados de cal apagada y de arena: se solidifican primero como los hidratos, y se trasforman poco á poco en carbonatos con el contacto del aire. Tennant ha observado que una argamasa de esta especie habia absorbido en tres años y tres meses los $\frac{63}{100}$ de la cantidad de ácido carbónico necesaria para trasformar toda la cal en carbonato: la dureza del cemento de los antiguos edifi-

cios proviene de que está enteramente convertido en carbonato. Las piedras de cal mas puras son las mejores para la fabricacion de los morteros de esta especie: las que contienen magnesia le forman excelente para las construcciones que se hacen debajo del agua; pero obra este mortero con muy poca energía sobre el ácido carbónico del aire para que pueda llegar á adquirir una calidad superior en las circunstancias ordinarias.

Plinio refiere que los romanos preparaban un año antes los mejores morteros ó argamasas que empleaban, de modo que estaban ya en parte saturados de ácido carbónico en el momento de ponerlos en obra.

La cal tiene una multitud de aplicaciones á las artes: sirve para quitar el ácido carbónico que neutraliza la sosa y la potasa en los carbonatos de estas bases destinados al blanqueo: se usa para encalar los granos y las tierras, y para preparar un color amarillo con que se revocan las paredes etc. etc.

Cloruro de cal. Si se lleva una corriente de cloro á un frasco que contenga cal apagada en polvo ó en papilla

muy clara, el gas entra en combinacion, el color de la cal permanece el mismo; pero ha adquirido esta tierra un olor característico de cloro. Se usaba poco este compuesto á no ser en las fábricas de telas pintadas para quitar ciertos colores; mas habiéndose averiguado por nuevas investigaciones que este cloruro de cal sustituye con ventaja al cloro que se empleaba como desinfectante, y varias tentativas hechas por los médicos, habiendo demostrado, segun parece, que este cloruro se opone al desarrollo de la gangrena en gran número de úlceras de mala naturaleza, se emplea hoy dia este compuesto con mucha frecuencia para estos fines, asi como en el blanqueo de telas y papeles, reemplazando ventajosamente al cloro, pues posee toda la propiedad descolorante de este gas, sin ejercer como él una accion perniciosa sobre los obreros. El cloruro de cal se fabrica en grande en Inglaterra y en Francia.

Sales de cal.

CARBONATO DE CAL. (Comp. esc. sinóp. 28 cal, 22 ácido carbónico). La cal

combinada con el ácido carbónico forma bancos inmensos: este compuesto lleva los nombres de *piedra de cal*, *piedras calizas*, *tierra blanca*, y *mármol* etc. etc. Ya hemos visto que se extrae de él la cal, por medio de la calcinacion. Esta sal es insoluble en el agua; pero puede disolverse con un exceso de ácido carbónico.

FOSFATO DE CAL. (Comp. esc. sinóp. 56 cal, 28 ácido fosfórico). El armazon huesoso de los animales está formado de fosfato y de carbonato de cal, unidos con un gluten animal. La calcinacion destruye este gluten, y se obtiene entonces una mezcla de carbonato y de fosfato de cal que se conoce en el comercio con el nombre de *huesos calcinados á blanco*: disolviendo estos en el ácido nítrico y echando amoniacco en la disolucion, se logra precipitar el fosfato de cal.

SULFATO DE CAL. (Comp. esc. sinóp. 28 cal, 40 ácido sulfúrico). Esta sal ha recibido los nombres de *piedra de yeso* y de *espejuelo*; se halla con profusion en la naturaleza y constituye en gran parte los cerros de las cercanías de París. Todo el mundo sabe que se emplea en

las construcciones, y que tiene la propiedad de solidificar bastante cantidad de agua. Se prepara privándole del agua que contiene por la calcinacion, y pasándole por un tamiz: algunas veces le suelen mezclar con una décima parte de su peso de carbonato de cal. Puro y *amasado* con una disolucion de cola de carnaza, forma el estuco.

NITRATO DE CAL. (Comp. esc. sínop. 28 cal, $5/4$ ácido nítrico). Esta sal existe en los sitios húmedos y salitrosos. Tendremos ocasion de hablar de ella cuando describamos la historia del nitrato de potasa. Esta sal, expuesta á un calor rojo, experimenta primero la fusion ignea, y forma si se deja enfriar entonces una materia concreta y semi-transparente que es fosforescente; es decir, que produce luz en la oscuridad. Se conoce este compuesto con el nombre de *fósforo de Baudoin*.

FLUATO DE CAL. Sal insoluble bastante comun; sirve para la extraccion del ácido hidrofúrico.

HIDROCLORATO DE CAL. (Comp. esc. sínop. 28 cal, 57 ácido hidroclicóric). Existe en la naturaleza hallándose disuelta en el agua de varias fuentes. Cuan-

do está desecada tiene tal afinidad con el agua que se usa para absorber la humedad del aire y de los gases, asi como para producir frios artificiales por su mezcla con el hielo pulverizado.

Las disoluciones de las sales calizas se descomponen todas con los carbonatos de potasa, de sosa y de amoniaco, precipitándose siempre la cal en estado de carbonato. El oxalato de amoniaco separa tambien la cal de todas sus combinaciones y forma con ella un precipitado de oxalato de cal; «y es sin duda alguna el mejor reactivo de la cal»

Del bario y de sus compuestos.

BARIO. Metal de la barita, cuya composicion descubrió Sir H. Davy: se consigue amasando la barita con el agua, y metiendo un glóbulo de mercurio en esta pasta que se coloca sobre un vaso de platino, sobre el cual ejerce su accion el hilo positivo de una pila voltáica, mientras que el hilo negativo se halla en contacto con el glóbulo: se forma de esta suerte una amalgama de bario, de la cual se despide al mercurio por medio del calor, obteniéndose el

otro metal por residuo: el bario es gris oscuro y pesa cuatro veces tanto como el agua.

BARITA. Compuesta de oxígeno y del metal que acabamos de citar. Tierra alcalina blanca-gris, muy cáustica, que enverdece los colores azules vegetales, y cambia en moreno rojo los que son amarillos: se disuelve en veinte veces su peso de agua fría, y diez veces su peso de agua hirviendo. Expuesta al aire se desmenuza, se suaviza, blanquea y aumenta de cerca de un quinto de su peso. Si se eleva la temperatura absorbe el oxígeno y el ácido carbónico, y pasa al estado de deutóxido de bario y de carbonato de barita. Se combina con el fósforo y el compuesto (fosforo de barita) que resulta; descompone el agua con mucha energía; se une con el azufre por la vía seca y húmeda; se combina también con el iodo y con el cloro, formando un ioduro y un cloruro de barita. Los otros cuerpos simples no tienen acción sobre ella. La barita puede cristalizar en prismas largos de cuatro caras lustrosas. Es un excelente reactivo para descubrir la presencia del ácido sulfúrico: no existe en la naturaleza

sino combinada con los ácidos. Para obtenerla pura se trata el sulfato de barita con el carbon, trasformando por este medio la sal en sulfuro que se disuelve en el agua, y se transforma en nitrato con una dosis conveniente de ácido nítrico; se filtra el líquido, y se hace cristalizar el nitrato que por la calcinación deja libre la barita pura.

El *deutóxido de bario* es un producto del arte, «y solo sirve para preparar «el agua oxigenada de Thenard.»

Sales de barita.

SULFATO DE BARITA. (Comp. esc. sínop. 78 barita, 40 ácido sulfúrico). Esta sal que se halla muy á menudo en la naturaleza, ya cristalizada, ya en forma de riñones, se llama algunas veces *espato pesado*: este último nombre se aplica sin embargo á dos minerales de distinta naturaleza; el primero se llama mas particularmente *barita romboidal*; es un carbonato: el segundo se llama *barita prismática*, es un sulfato de barita mezclado con algunas sustancias extrañas. El sulfato de barita es insoluble en el agua é inalterable al aire. Sirve

para preparar la barita. En Inglaterra se emplea como fundente en las fundiciones de cobre. La *pedra de Bolonia* ó *fósforo de Bolonia* es un sulfato de barita que goza de una propiedad singular. Esta piedra, á la temperatura de la ebullicion del agua, se reduce á polvo y forma con el mucilago una pasta que se seca envolviéndola con carbon y calentándola en una fragua. Esta pasta, despues de haber estado expuesta al sol durante algunos instantes, despide bastante luz para que puedan leerse, en la oscuridad, caracteres escritos.

HIDROCLORATO DE BARITA, NITRATO DE BARITA. (Comp. esc. sinópt. 78 barita, 37 ácido hidroclicóricó, y 54 ácido nítrico). Estas dos sales no existen en la naturaleza; pueden prepararse ambas directamente, ó tratando el carbonato de barita con los ácidos hidroclicóricó y nítrico, ó por fin descomponiendo el sulfuro de bario, disuelto en agua, con los mismos ácidos. Las dos sales cristalizan fácilmente, y se emplean en los laboratorios como reactivos. Estos compuestos son venenos muy enérgicos.

Las demas sales de barita no se usan; todas precipitan con los carbonatos de

potasa, de sosa y de amoniaco; así como con el ácido sulfúricó y los sulfatos solubles. El sulfato de barita que se precipita en estos dos últimos casos *es insoluble en el ácido nítrico*.

Del stroncio y de sus compuestos.

STRONCIO. Es el metal de la stronciana. El método que siguió Davy para reducir este óxido es el mismo que el que practicó para extraer el bario. Segun el mismo químico, el stroncio tiene las propiedades exteriores del bario, y si está expuesto al aire pierde prontamente su brillo metálico.

STRONCIANA. Combinacion del oxígeno con el stroncio. Tierra alcalina cuyas propiedades son análogas á las que distinguen la barita; y aun se suponía primitivamente que estos dos cuerpos eran idénticos. La stronciana exige 160 partes de agua fria para disolverse; pero es mucho mas soluble en el agua hirviendo, y cristaliza al enfriarse en hojas delgadas, transparentes y cuadrangulares, que son generalmente paralelogramicas, y que rara vez tienen mas de $\frac{5}{4}$ de pulgada de largó. Se extrae

del carbonato y del sulfato de stronciana por los medios que hemos indicado al tratar de la barita. La stronciana se comporta tambien con los elementos no-metálicos del mismo modo que la barita.

Sales de stronciana.

CARBONATO Y SULFATO DE STRONCIANA. Se hallan en la naturaleza dos especies de espato pesado llamados *barita biprismática* ó *stroncianita*, y *barita axifrangible* ó *celestina*: el primero es un carbonato, y el segundo es un sulfato de stronciana: estas dos sales son insolubles en el agua; la última sirve para preparar la stronciana.

Las otras sales de stronciana no existen en la naturaleza; todas se comportan como las sales de barita; la única diferencia que las distingue es que las sales de stronciana coloran en púrpura la llama de una vela ó la del alcohol, cosa que no sucede con las sales de barita.

Del potasio y de sus compuestos.

POTASIO. Es el metal de la potasa. El descubrimiento de este metal pertene-

ce á los químicos modernos, y es uno de los títulos mas gloriosos que ennoblecen al célebre Davy, y le hacen digno de la admiracion de los sabios. Este metal es mas ligero que el agua, fusible á 58°, y volátil poco mas abajo del rojo. Cortado recientemente tiene el aspecto de la plata, pero se empaña con suma rapidez, absorbiendo el oxígeno del aire; y si se prolonga el contacto puede trasformarse completamente en potasa, por cuyo motivo se conserva siempre en el aceite de nafta. Cuando se echa un pedacito de potasio en el agua sobrenada al líquido, corre por su superficie, despidiendo una hermosa llama purpúrina, tarda poco en desaparecer, y si se prueba el agua en seguida se nota que ha tomado el sabor de orina, propio de la potasa. Debe pues deducirse de este experimento que el líquido se descompone, y que el oxígeno se combina con el potasio, y desenvuelve en su combinacion bastante calor para que pueda encenderse el hidrógeno.

El potasio fué descubierto, como queda dicho, por el célebre Davy: este químico consiguió el metal, colocando el hidrato de potasa entre dos discos de

platino que comunicaban con los dos polos de una batería galvánica muy enérgica. El alcali se fundió, el oxígeno se desprendió, y en el extremo del hilo negativo se presentaron unos glóbulos metálicos. Gay-Lussac y Thenard indicaron despues un método mas sencilló y menos costoso que se practica en la actualidad. En un cañon de fusil, encorvado en S horizontal, y que atraviesa un horno de reverbero, se meten limaduras de hierro bien limpio en su parte media, y potasa pura en la parte anterior. Cuando está el cañon muy caliente se ponen algunos carbones encendidos debajo de la potasa que se funde y va cayendo sobre el hierro. El alcali se descompone, el hierro se oxida y se recoge el potasio en un recipiente á propósito. Esta preparacion, que parece muy sencilla, exige mucho esmero para que salga bien.

El boro, el carbono y el azoe no tienen accion sobre el potasio. El hidrógeno, el fósforo, el azufre, el cloro, el bromo y el iodo forman con este metal compuestos poco interesantes.

Este metal descompone; 1.º los oxá-

cidos, apoderándose de su oxígeno: 2.º los ácidos hidro-clórico, hidro-sulfúrico é hidriódico, formando con sus bases cloruros, sulfuros é ioduros: se oxida tambien á una temperatura elevada á expensas de los óxidos de carbono, de fósforo y de azoe.

«POTASA Ó PROTÓXIDO DE POTASIO.»
Combinacion del oxígeno con el metal anterior. Esta sustancia pura es blanca, semi-transparente, fusible, y tiene un sabor cáustico de orina muy señalado. Es imposible obtenerla enteramente privada de agua: por esto ha recibido el nombre de *hidrato de potasa*. La que se conoce en el comercio con el nombre de potasa, es un verdadero carbonato de potasa impuro, cuya historia describirémos mas tarde, y de la cual retira el químico la potasa cáustica. Se disuelve á este efecto la potasa del comercio en el agua, y se pone el líquido á hervir, añadiendo cal viva: se forma carbonato de cal insoluble, y el líquido que sobrenada es una disolucion de potasa cáustica. Cuando no precipita ya con una sal soluble de cal, ó con el agua de cal, se decanta, y se evapora casi hasta sequedad; y cuando el líquido está en

fusion tranquila, se vierte sobre una piedra ó en una rielera: se solidifica por enfriamiento en forma de placa ó de cilindros, mas ó menos blancos, que los médicos conocen con el nombre de *piedra de cauterio*. Es evidente que esta sustancia no es el álcali cáustico puro, porque aun cuando la cal se apodera del ácido carbónico de la potasa del comercio, no puede descomponer las sales extrañas que contiene esta última sustancia. Por consiguiente, si el químico quiere preparar la potasa cáustica perfectamente pura, debe disolver la piedra de cauterio en el alcohol: este vehículo no tiene acción sobre las sales extrañas: se decanta el líquido en frascos, habiéndole dejado posar por espacio de veinte y cuatro horas, se destila el alcohol, y cuando se han retirado cerca de las tres cuartas partes del disolvente, se evapora la solución alcohólica hasta sequedad, y se vierte la materia fundida en un perol de plata ó de cobre estañado. Esta materia es la *potasa por el alcohol*, que debe conservarse en frascos con tapones de vidrio bien ajustados. Esta sustancia cuando está bien purificada es un reactivo precioso en las

análisis. En estado de potasa cáustica impura se mezcla con los cuerpos grasos para formar los jabones. El peróxido de potasio es un producto del arte sin uso alguno.

El hidrógeno, el boro y el azoe no ejercen acción alguna sobre la potasa: el fósforo, el iodo y el cloro obran sobre este álcali, entrando en combinación con él ó con el metal: el aire le trasforma en carbonato. La alúmina y la glucina se disuelven muy bien en la potasa líquida.

SULFURO DE POTASA. Si se trata con el calor una mezcla de partes iguales de flor de azufre y de potasa pura ó en estado de carbonato, la materia se funde, y adquiere el color del hígado: entonces se puede verter sobre una piedra, y se convertirá por enfriamiento en una masa pedregosa de color verde, con un olor de huevos podridos que la caracteriza. Este compuesto, que se disuelve en el agua, se conoce en medicina con el nombre de *hígado de azufre*, y se usa con buen éxito en la curación de las enfermedades cutáneas.

Sales de potasa.

CARBONATO DE POTASA. Existen dos compuestos de ácido carbónico y de potasa: el primero, ó el *carbonato*, se consigue disolviendo la potasa del comercio, haciéndola evaporar y cristalizar: el segundo es un carbonato neutro ó *bi-carbonato* (*) que se consigue artificialmente dirigiendo hasta saturación una corriente de ácido carbónico por medio de una disolución de carbonato: en este estado de bi-carbonato constituye un reactivo que se emplea en las análisis; pero siendo su historia poco impor-

(*) La mayor parte de los químicos, y Thénard en su 5.^a edición, llaman actualmente *carbonatos neutros*, ó simplemente *carbonatos* los que corresponden por su composición al carbonato de cal y al carbonato de sosa, aunque este sea alcalino; y nombran *bi-carbonatos* los carbonatos saturados de sosa, potasa y amoníaco, porque contienen precisamente el doble de ácido carbónico que los carbonatos neutros (*Sub-carbonatos antiguos*). Nos conformaremos con este lenguaje.

tante, trataré solo con especialidad del carbonato impuro ó de la potasa del comercio.

POTASA DEL COMERCIO. Se conocen varias especies de potasa: tales son las potasas de *América*, de *Dantzick*, *Tré-veris*, *Colonia*, *Perlasa*, etc. etc. Todas se preparan quemando los vegetales, sobre todo las yerbas, recogiendo las cenizas, lavándolas, y evaporando el líquido hasta sequedad: el residuo constituye la potasa, que es un verdadero carbonato. Cuando se quiere saber si una planta contiene potasa, se quema, y se examina si el agua con que se han lavado las cenizas enverdece los colores azules vegetales. Se aprecian las cantidades de potasa que resultan de los diferentes vegetales, reduciendo á cenizas pesos iguales de estos, lavando, filtrando y evaporando hasta sequedad: la relación de los pesos de la sal obtenida indica sobre poco mas ó menos las cantidades que quieren averiguarse. El mismo método sirve para determinar el valor de las plantas marinas (estas dan la sosa) con una exactitud suficiente para las necesidades del comercio. Las yerbas dan generalmente cuatro ó cin-

co, y los arbolillos dos ó tres veces tanta potasa como los árboles: las hojas abundan mas en alcali que los ramos, y estas mas que el tronco. Los vegetales producen mayor cantidad cuando se queman verdes que cuando se queman secos.

El residuo de la evaporacion de las aguas del lavado no es potasa carbonatada pura: encierra varias sales extrañas, y el comerciante tiene interes en conocer el peso de alcali efectivo que entra en la masa que compra: esto se averigua fácilmente, tratando parte de ella con el agua, filtrando la disolucion, y notando la cantidad de ácido sulfúrico necesaria para neutralizarla: se hace prontamente esta evaluacion con el *alcalímetro de Descroizilles*.

Los químicos preparan un carbonato de potasa puro, echando en una caldera de hierro, roja de fuego, una mezcla de tártaro puro (tartrato ácido de potasa) y de nitro: este último produce la combustion del ácido tartárico, y el residuo es el carbonato de potasa que usan en sus preparaciones.

SULFATO DE POTASA. (Comp. esc. sínop. 48 potasa, 40 ácido sulfúrico.) *Sal policreste de Glázer, sal de duobus, sal*

blanca, de un sabor amargo, que se prepara directamente, ó tratando el nitro (nitrato de potasa) con el ácido sulfúrico. Esta sal se halla en los vegetales leñosos, y casi solo se emplea en medicina: esta sal disuelve el carbonato de magnesia.

SULFATO DE POTASA Y DE ALUMINA, llamado comunmente *alumbre*: esta sal es blanca, trasparente, soluble, de un sabor ácido astringente y análogo al de la tinta. Es sumamente importante en las artes, pues sirve para preparar el acetato de alúmina, del cual se hace un consumo enorme en los tintes como *mordiente*: se emplea tambien el alumbre mismo con igual fin, y ofrece á mas de esto numerosas aplicaciones en las artes. Segun Berzelius el alumbre está formado de ácido sulfúrico 34,33, de alúmina 10,86, de potasa 9,81, y de agua 45. No se halla sino en corta cantidad en estado nativo, y aun entonces está mezclado con materias heterogéneas; y asi puede decirse que esta sal es casi siempre un producto del arte, porque se extrae de varios minerales llamados *minas de alumbre*, tales como la arcilla sulfurada que constituye la mayor par-

te de las minas de alumbre, y la de Tolfa, cerca de *Civita Vecchia*, en Italia. Esta tierra es blanca, compacta y tan dura como la arcilla seca, de donde le ha venido el nombre de *petra aluminaris*: es insípida y harinosa. Estos minerales no se distinguen unos de otros sino en la proporción de sus principios, que son sulfuro de hierro, de cal, de alúmina y de magnesia: comunmente se quebrantan estos minerales cuando su agregación es muy fuerte; se tuestan y se riegan de tiempo en tiempo: el oxígeno del aire y del agua descompuesta hacen pasar el azufre al estado de ácido sulfúrico que se combina casi por entero con la alúmina. El óxido de hierro se sobre-oxida y se separa del azufre, con el cual se hallaba combinado. Cuando están ya hechas pedazos las esquitas, se tratan con el agua, que no disuelve, ni el sulfato de cal, ni el óxido de hierro: se concentra la disolución, se hace cristalizar, se disuelven los cristales en el agua pura, se añade la potasa ó el amoníaco, y se hace cristalizar de nuevo la sal doble.

También se hace el alumbre directamente en los países adonde no existen los minerales necesarios para esta fabri-

cación: el método que se sigue mas generalmente en la actualidad consiste en calcinar, en unos hornos de reverbero, una arcilla que contenga el menos hierro y la menos cal posible: se seca bien esta arcilla, y se reduce y pulveriza con una muela vertical: se pasa por un tamiz, y se mezclan 100 partes de estos polvos con 45 de ácido sulfúrico, á 45° de Baumé: se menea la mezcla, y al cabo de algunos días se deja descansar para que se efectue la combinación. Se lava en seguida, se evapora el líquido resultante, y se procede á la mezcla (*brevetage*) con el sulfato de amoníaco ó de potasa, y despues se evapora y se obtienen por enfriamiento cristales de alumbre, cuyo peso es triple del que tenia el ácido empleado. Se purifican, disolviéndolos en la menor cantidad posible de agua hirviendo. Puede lavarse el residuo con gran cantidad de agua, porque sirve despues este líquido para lavar nuevas mezclas. El agua madre, que contiene todavía alumbre y sulfato de hierro en el *maximum* de oxidación, es excelente para fabricar el azul de Prusia: este mismo método de hacer el alumbre es especialmente ventajoso para los fa-

bricantes de aquel producto, porque pueden calcinar la arcilla mientras secan las materias animales: no se ven precisados en este caso á añadir potasa, y la presencia del hierro, lejos de perjudicar es útil. Si quieren fabricar el alumbre para el comercio pueden hacer uso, en vez de agua, de las disoluciones de sulfato de potasa que resultan del lavado del azul de Prusia, para disolver la combinacion de alúmina y de ácido sulfúrico. Hemos visto ya que el ácido nítrico ó agua fuerte se prepara á veces tratando con el calor una pasta de arcilla y de sal de nitro; por consiguiente los residuos de estos destiladores pueden servir para formar fácilmente el alumbre porque contienen las cantidades necesarias de potasa y de alúmina, y que basta pulverizarlos, regarlos con ácido sulfúrico y lavarlos. Las aguas madres de estos alumbres se emplean con ventaja en la fabricacion del azul de Prusia; pero como estos residuos contienen un exceso de potasa, debe añadirse la octava parte de su peso de arcilla calcinada.

El alumbre tiene varias aplicaciones: sirve para dar mayor consistencia al se-

bo, y si se empapa bien en él la madera es menos combustible; tambien produce el mismo efecto en el papel, por cuyo motivo el que se gasta para contener pólvora está comunmente impregnado de esta sustancia: el curtido, y sobre todo los tintes, consumen cantidades considerables de este producto. Los piróforos son cuerpos que se encienden con el contacto del aire, y se obtienen calcinando el alumbre con materias vegetales. Se toma un matraz que está cubierto con una capa de tierra de arcilla, y se mete en él una mezcla de alumbre bien seco, y de harina ó de azucar etc.: calcinando hasta cierto punto se consigue un polvo negro que se enciende con el contacto del aire, sobre todo si se excita la inflamacion con la humedad del aliento.

CLORATO DE POTASA Si se hace pasar una corriente de cloro en una disolucion de potasa, «las primeras partes «de gas se unen con el álcali y forman «un *cloruro de potasa* que se conoce «con el nombre de *agua de Javela*: «continuándose la accion, el agua se «descompone, su hidrógeno forma con «el cloro ácido hidroclórico, que por

«su combinacion con la potasa produ-
 «ce hidrociorato de potasa que queda
 «en disolucion, y su oxígeno, unido
 «con otra porcion de cloro, forma áci-
 «do clórico, que uniendose con la po-
 «tasa, da lugar al clorato de potasa,»
 el cual por ser poco soluble, se preci-
 pita en láminas nacaradas que pueden
 purificarse por una segunda cristaliza-
 cion. Esta sal tiene pocos usos en las
 artes; pero sus propiedades singulares
 llaman sobre ella la atencion; mezcla-
 da con azufre y triturada en un mortero
 pega unos estallidos que parecen la-
 tigazos. Bertholet habia propuesto que
 se usase el clorato de potasa en la fabri-
 cacion de la pólvora comun; pero su
 uso seria muy peligroso á causa de la
 facilidad con que detona por medio de
 la mas leve frotacion.

Los eslabones oxigenados estan fun-
 dados en la propiedad que tiene el clo-
 rato de potasa de inflamarse por su
 contacto con el ácido sulfúrico: se im-
 pregna una pajueta de una mezcla com-
 puesta con una parte de azufre y dos
 de clorato de potasa: se hace la pasta
 con la goma tragacanta, y se colora
 con el cinabrio. Se encienden estas pa-

juelas, metiéndolas en un frasco que
 contiene ácido sulfúrico. El clorato de
 potasa sirve en los laboratorios para
 preparar el oxígeno perfectamente puro:
 basta calentar esta sal en una pequeña
 retorta y recoger el gas en una campa-
 na sobre el baño pneumático.

NITRATO DE POTASA. (Comp. esc.
 sinóp. 48 potasa, 54 ácido nítrico), que
 se llama tambien *sal de nitro*, *salitre*,
 es una sal blanca que cristaliza en pris-
 mas de seis caras con vértice diedro; su
 sabor es fresco y picante, se disuelve
 en el agua, pero mucho mas en calien-
 te que en frio: si se echa sobre las as-
 cuas las hace arder vivamente, y tam-
 bien se funde con el calor en su agua
 de cristalizacion; y si se vierte en este
 estado sobre una piedra se solidifi-
 ca por enfriamiento en forma de masa
 predregosa y opaca que los boticarios
 llaman *crystal mineral* ó *sal de prunela*.
 La sal de nitro existe toda formada y en
 gran cantidad en la naturaleza, en las
 Indias Orientales, en España y en el
 reino de Nápoles. Pero el nitrato de cal,
 con el cual se halla mezclada, es toda-
 vía mas abundante: el nitro existe en
 Francia en los escombros de edificios

viejos, y sobre las paredes de sitios desiertos ó que abundan en vapores animales, tales como los mataderos, las ruinas etc. En todos estos casos se lavan las tierras ó yesones reducidos á polvo, se filtra, se concentra la disolución hasta que señale 25° en el areómetro, se añade potasa que descompone el nitrato de cal y le trasforma en nitrato de potasa, se filtra de nuevo, se evapora, y por medio de cristalizaciones y de disoluciones sucesivas se separa la sal marina (hidroclorato de sosa), los nitrato é hidroclorato de magnesia que estan mezclados con ella, y se consigue así el nitrato de potasa de *primera*, de *segunda*, de *tercera* y de *cuarta cocha*: este último es el mas puro.

En los países donde no se halla este compuesto natural, se forman á veces *nitrerías artificiales*: se hacen con unas paredes que se construyen para este efecto, y adonde se reúnen las condiciones necesarias para la producción del nitrato: estas son un álcali (cal), una materia animal y la presencia del aire. Se destruyen después estas paredes, y se lavan con agua caliente los yesones pulverizados, de donde resulta nitrato de

cal que se descompone con la potasa: se construyen muy pocas de estas nitrerías en Francia.

El nitro aviva la combustión de las sustancias inflamables: tres partes de nitro, dos de carbonato de potasa, y una de azufre mezcladas juntas en un mortero forman una pólvora fulminante: si se pone una corta cantidad de ella sobre una badila, y se expone la mezcla al calor hasta la fusión, hay detonación. Tres partes de nitro, una de azufre y otra de serrín forman los polvos de fusión: si se pone un pedazo de cobre envuelto en estos polvos dentro de una cáscara de nuez, y se pega fuego, hay detonación y fusión del metal que pasa al estado de sulfuro sin que la cáscara padezca alteración. Los ácidos bórico, fosfórico, la sílice, la alúmina y la barita descomponen el nitro á una temperatura elevada, uniéndose con la base mientras que el ácido nítrico se desprende descompuesto: en parte este efecto se realiza con respecto á la alúmina aun cuando haga parte de objetos de alfarería, y por este motivo se perforan fácilmente los crisoles con el nitro que se calcina en ellos. Los usos

del nitro son numerosos, pues entra en la composición de los flujos, se emplea en metalurgia: sirve en la fabricación del ácido sulfúrico, en los tintes y también para hacer mezclas frigoríficas: se administra en medicina como diurético; pero puede decirse que la mayor parte del nitro se emplea para hacer la pólvora.

PÓLVORA. Este compuesto es una mezcla íntima de nitro puro, de azufre sublimado y de carbon: este último debe ser muy ligero, sonoro y bien carbonizado; el mejor es el que se consigue por medio de la carbonización de la leña en retortas ó cilindros de hierro: se prefieren para hacerle las ramas nuevecitas de frángula, de tilo, y de álamo blanco. Las proporciones que deben emplearse en esta fabricación varían con el objeto mismo de ella: se distinguen las pólvoras de guerra, de caza y de mina.

<u>De guerra.</u>	<u>De caza.</u>	<u>De mina.</u>
Salitre. . 75 78 65
Carbon. 12,5 12 15
Azufre.. 12,5 10 20

Para fabricar la pólvora se ejecutan cinco operaciones distintas: 1.º *reducir las sustancias á polvo y mezclarlas*: 2.º *batirlas*: 3.º *granear* la pólvora: 4.º *secarla*: 5.º *alisarla ó bruñirla*: esta última solo se hace con la pólvora de caza: los que quieran enterarse de los pormenores de estas operaciones, no tendrán mas que consultar el tratado especial de Botté y Riffault.

« Los productos elásticos de la detonación de la pólvora se componen de
« azoe, de mucho ácido carbónico, de un
« poco de óxido de carbono, de vapor
« de agua, de hidrógeno carbonado, y
« de un poco de gas ácido hidrosulfúrico: » la formación y la expansión repentina de estos gases son la causa de los efectos de la pólvora.

La potasa puede formar otras muchas sales, tales como el fosfato, hidrociorato, hidriodato etc. Todos estos compuestos pueden prepararse tratando el carbonato de potasa con el ácido, y haciendo cristalizar.

Estas sales, sin embargo, no tienen aplicaciones. Las sales de potasa son todas solubles; no precipitan con los carbonatos de sosa y de amoníaco,

pero sí con el hidroclorato de platino y con un exceso de ácido tartárico.

Del sodio y de sus compuestos.

SODIO. Metal de la sosa: se extrae de esta última sustancia por el método indicado para aislar el metal anterior, del cual tiene casi todas las propiedades: sin embargo, si se echa en agua no se enciende: el sodio solo produce una viva efervescencia, se funde y absorbe el oxígeno del agua, desprendiéndose el hidrógeno, y el líquido se vuelve alcalino. Este metal se une con el cloro, el azufre y el fósforo, á una temperatura bastante baja.

SOSA. (Esc. sinóp. 24 sodio, 8 oxígeno). Producto formado por la union del sodio con el oxígeno: este compuesto goza de propiedades análogas á las de la potasa; pero no es deliquescente, pues mas bien se esflorece por el contacto del aire. Se obtiene tratando el carbonato de sosa con la cal, separando el precipitado, evaporando el líquido hasta sequedad, y fundiendo el residuo: esta sosa cuando está líquida, es decir antes de su evapora-

cion, tiene el nombre de *lejía cáustica de los jaboneros*, y se emplea efectivamente para fabricar el jabon; como lo explicaremos mas adelante: preparada como queda dicho no es bastante pura para el químico, el cual para conseguirla como la necesita, disuelve la sosa cáustica con el alcohol, ejecutando las operaciones como lo hemos indicado en el artículo *potasa*.

Sales de sosa.

CARBONATO DE SOSA. Se distinguen dos carbonatos: el primero ó *bi-carbonato de sosa* (esc. sinóp. 44 ácido carbónico, 32 sosa) se consigue tratando el carbonato que vamos á describir con una corriente de ácido carbónico hasta que no haya mas absorcion: el segundo *carbonato de sosa* (esc. sinóp. 22 ácido carbónico, 32 sosa) se prepara disolviendo la sosa del comercio, evaporándola y haciéndola cristalizar. Existe todo formado en la naturaleza con el nombre de *natron* en algunos lagos cerca de Alejandría en Egipto: trataremos solo con especialidad del carbonato de sosa impuro ó sosa del comercio.

SOSA DEL COMERCIO. Este compuesto llamado barrilla se prepara quemando *la salsola soda* y otras plantas marinas: en vez de cenizas se obtiene una masa dura negruzca, sobre la cual se forman eflorescencias blanquecinas, y que contiene 25 á 42 partes por 100 de carbonato efectivo. Este método fué durante mucho tiempo el único conocido para conseguir esta sal, y la Francia era tributaria de la España, que la abastecía con cantidades considerables de sosa llamada *sosa de Alicante*, hasta que Anfry y Darcet indicaron los medios de extraer la sosa de la sal marina: por este método se consigue la sosa que se llama *artificial*.

Estas sosas se preparan descomponiendo la sal marina (hidroclorato de sosa) con el ácido sulfúrico. El sulfato de sosa que resulta de esta operación se calcina con una mezcla de tierra blanca y de carbon: la dosis común es sulfato de sosa 100, tierra blanca 100, carbon 30. Menos de la segunda de estas sustancias ó mas de la tercera, como también un fuego demasiado flojo, hacen que la sosa sea mala, y que solo produzca lejías hidrosulfuradas. Si se trata de

corregir estos defectos prolongando la calcinación, el producto es duro, muy denso y difícil de pulverizar ó de disolverse. Es fácil explicar la teoría química de estas operaciones: el sulfato de sosa se transforma en sulfuro por la acción del carbon; este sulfuro y el carbonato de cal se descomponen mutuamente y forman carbonato de sosa, y sulfuro de cal. Las sosas artificiales se componen por consiguiente de carbon, sulfuro de cal y carbonato de sosa; por cuyo motivo deben hacerse en frío las lejías para no disolver el sulfuro de cal.

BORATO DE SOSA. Esta sal purificada es blanca, opalina, su quebradura es como grasa; tiene la forma de prismas de seis caras, terminados por pirámides de tres ó seis caras; su sabor es como el de la orina y estíptico; enverdece el jarabe de violetas. Expuesto al calor se hincha, hierve, pierde su agua de cristalización y se convierte en una masa porosa, blanca y opaca que se llama comúnmente *borax calcinado*. A una temperatura más elevada experimenta una fusión tranquila, y produce una sustancia vitrosa de color amarillo

que es soluble en el agua, y se esflorece con el contacto del aire. Esta sal existe en la naturaleza mezclada con sustancias extrañas, y se llama *tinckal*. Los comerciantes la llaman *borax*, cuando está refinada. Parece que los antiguos no conocían el borax: se halla en el Thibet, en el Levante y en la América meridional. Los venecianos y los holandeses han ocultado durante largo tiempo el modo de purificarle. Chaptal ha descubierto, después de varias investigaciones hechas en grande, que el medio más sencillo consiste en hacerle hervir largo tiempo con el agua. Se emplea el borax como un excelente flujo en las operaciones docimásticas, y la variación de colores que presenta en su contacto con los minerales le hace utilísimo en las análisis con el soplete.

El hierro al maximum de oxidacion
produce..... una tinta amarilla
El hierro al minimum
de oxidacion..... verde botella
El cobalto..... azul morado
El cromo..... verde esmeralda
El manganeso..... violeta
El cobre..... verde claro

«Los óxidos blancos no suelen colorarle, ó si le tiñen, producen una tinta amarilla.»

Se emplea con ventaja el borax en las manufacturas de vidrio; porque cuando se hace mal la fusión, un poco de borax la restablece. Se usa más particularmente para soldar, porque favorece la fusión de la soldadura, hace que corra y mantiene la superficie de las piezas en un estado de blandura y de limpieza que facilita la operación.

El borax sirve para la extracción del ácido bórico.

FOSFATO DE SOSA. (Esc. sinóp. 36 ácido fosfórico, 32 sosa) sal blanca, de un sabor ligeramente amargo; enverdece el jarabe de violetas, y es eflorescente: se prepara con el fosfato de cal: esta sal tratada con el ácido sulfúrico da un fosfato ácido de cal soluble; se filtra, y el líquido mezclado con la disolución de carbonato de sosa, «produce una viva efervescencia,» y deja precipitar un fosfato de cal. Se decanta, se evapora el líquido que cristaliza y produce el fosfato de sosa. Las aguas madres deben estar en un ligero grado de alcalinidad. Se emplea esta sal en los

laboratorios como reactivo, y en Medicina como purgante.

SULFATO DE SOSA. (Esc. sinóp. 40 ácido sulfúrico, 32 sosa). Llamado también *sal de Glaubero*; sal blanca que cristaliza en prismas largos y cuadriláteros, su sabor es amargo, se obtiene tratando la sal marina con el ácido sulfúrico; el ácido hidroclicórico se desprende en vapores, y el residuo es un sulfato ácido de sosa que se neutraliza y se hace cristalizar; se halla también en la naturaleza en Espartinas (España) (*), se emplea en Medicina como purgante.

HIDROCLORATO DE SOSA. (Esc. sinóp. 37 ácido hidroclicórico, 32 sosa). Esta sal, llamada también *sal comun*, se usa frecuentemente en la economía doméstica. Cristaliza en cubos reunidos de diferentes modos, y que forman las mas veces pirámides cuadrangulares huecas. Esta sal decrepita en la lumbre, se fun-

(*) Véase la memoria de Casaseca sobre la *thenardita* ó sulfato de sosa anhidro de Espartinas (Anales de quim. y fis., tom. XXXII, pág. 308, julio 1826).

de y acaba por volatilizarse á una temperatura muy elevada en forma de vapores blancos, y sin descomponerse; tiene un sabor fresco y salado, y cuando está pura, no es deliquescente.

Se distinguen dos especies de sal comun: la primera que se obtiene evaporando las aguas saladas, se llama *sal marina*; la segunda que se halla en grandes masas ó en rocas debajo de la superficie de la tierra, tiene el nombre de *sal gema* ó *sal en rocas*. Esta última, cuando está pura, es trasparente, y se emplea tal como se encuentra; pero si está impura es preciso purificarla. Esta sal se extrae como los metales de las entrañas de la tierra, y forma capas inmensas en algunos países; se saca de las famosas minas de sal cerca de Bochnia y Wieliczka en Polonia, desde el medio del siglo XIII, hace mas de quinientos años, y en tales cantidades que á veces se hacen cargas de 20.000.000 *kilogramos*. Quinientos obreros estan continuamente ocupados en estas minas, que segun dicen tienen varias centenas de metros de profundidad. Aunque las minas de Wieliczka, cerca de Cracovia, en Polonia,

son hace mucho tiempo un objeto de admiracion para el filósofo y el viajante, es sin embargo digno de notar que la cantidad de sal que se extrae de ellas, es muy inferior á la que se retira de Northwich. El obispo de Llandaff dice que solo un pozo que visitó produce 4.000.000 de *kilogramos* de sal por año. Esta última no se usa jamas en su estado bruto para sazonar la comida (la sal de Polonia al contrario se emplea en este estado), pues es preciso lavarla para purificarla. A mas de estas minas que acabamos de citar, existe en Cardona, en Cataluña, una montaña de 120 á 150 metros de altura sobre una legua de circunferencia, y cuya profundidad es desconocida: la sal existe allí sin mezcla de ninguna materia extraña. La Francia posee tambien la sal gema, pues se ha descubierto últimamente en Vic una mina de sal, cuya profundidad no se conoce; pero cuyos productos deben ser considerables, segun parece.

Se halla en el agua del mar, á mas de la sal marina, una gran cantidad de hidrociorato y de sulfato de magnesia, que causan la amargura nauseabunda que tiene, y que no puede confundirse

con su gusto salado: «tambien contiene la del Mediterráneo, segun Balard, «hidrobromato de magnesia.» La diferencia que existe en la composicion del agua del mar y la de la sal gema, parece indicar que esta no es, como lo han creido algunos, el resultado de la evaporacion del agua del mar. Otra cosa digna de notarse es que no se hallan destrozos de cuerpos marinos entre las capas de la sal en roca. En las llanuras elevadas del Perú está la sal gema á 9000 pies de elevacion sobre el nivel del mar; y está acompañada de piedra arenisca y de espejuelo.

El arte de extraer de las aguas del mar la sal que contienen, consiste en evaporarlas del modo mas conveniente y mas económico. En Inglaterra se disuelve en ellas la sal gema, y se evaporan en calderas de hierro poco profundas, recogién dose en las cajas de cristalización los cristales que van formándose. En Rusia, y probablemente en otros países del Norte, se hace helar el agua del mar, se quita el hielo que no contiene casi mas que agua dulce, y se evapora el líquido. En los países meridionales se saca al contrario

partido de la temperatura, abandonando el agua á una evaporacion espontánea. Se escoge en la orilla del mar un terreno llano y se rodea de diques para preservarle de la inundacion; hecho esto se divide el interior por medio de paredes de poca altura, y se establece una comunicacion entre estos compartimientos ó balsas. Cuando sube la marea el primero de estos compartimientos se llena de agua del mar que permanece en él cierto tiempo; abandona sus impurezas y se concentra; se hace pasar el líquido al segundo y se vuelve á llenar el primero; la solucion salina pasa por fin al tercero y se cubre entonces de una costra salina que los obreros tienen cuidado de romper, y que se precipita. Continuan la operacion de este modo hasta que pueden reunir la sal con rastrillos, y amontonarla. En algunas partes de Alemania, y en varios departamentos de Francia, se lleva el agua salada por medio de bombas á un vasto receptáculo situado sobre un sotechado: el líquido gotea por unas pequeñas aberturas, esparramándose sobre maleza ó haces de ramillos: hallándose así ex-

puesta al aire en una gran superficie, se concentra considerablemente y va á caer en las calderas adonde acaba de operarse la separacion de la sal.

Independientemente del consumo que se hace de la sal para sazonar la comida, para conservar la carne en los viages marítimos de larga duracion, y para obtener el ácido hidrocórico y la sosa, se emplea tambien para vidriar la loza comun. «Aclara el vidrio cuando se usa *en corta cantidad* en la fabricación»; endurece el jabon, preserva de la oxidacion la superficie de los baños metálicos, porque los libra de la accion del aire; y por fin se emplea como mordiente para perfeccionar ciertos colores.

Las sales de sosa son generalmente mas solubles en el agua que las sales de potasa; ninguna de ellas precipita con el hidroclorato de platino, ni con un exceso de ácido tartárico, caracter que las distingue de las sales de potasa.

Metales de la tercera seccion.

Estos metales son en número de cinco: manganeso, zinc, hierro, esta-

ño y cadmio. La historia del primero y del último ofrecen poco interes, y así expondremos mas circunstanciadamente las propiedades del zinc, del hierro y del estaño, cuyas aplicaciones á las artes son numerosísimas.

Del manganeso y de sus compuestos.

MANGANESO. Pes. esp. 6,85 : metal, cuya quebradura es de un «gris blanco;» pero que se oxida y ennegrece por la acción del aire «húmedo»; es duro y quebradizo, aunque se pulveriza difícilmente. Es tan poco fundible que no se ha podido derretir en masas algo considerables. No existe puro en la naturaleza, y es difícil obtenerle en este estado; sus combinaciones con los elementos no metálicos, no ofrecen interes alguno.

OXIDOS DE MANGANESO. Segun Sir H. Davy no hay mas que dos, el de color de aceituna, y el negro. Segun Brande hay tres: aceituna, rojo subido, y negro. Thenard dice que hay cuatro: el verde, el blanco (en estado de hidrato), el moreno castaña, y el negro. Por fin Berzelius admite cinco: el gris y el verde;

el tercero y el cuarto no estan todavia bien determinados, y el quinto es negro (*).

El óxido negro es el único que existe en la naturaleza y que se emplea en las artes. Tiene cuando está puro una textura radiada de un gris de acero; calentado al rojo abandona mas de la décima parte de su peso de oxígeno. Este óxido no se empleaba casi anteriormente mas que en las fábricas de vidrio y de loza; pero el descubrimiento importante del cloro ha aumentado mucho su consumo y su utilidad.

El óxido negro de manganeso no tiene la propiedad de formar sales con los ácidos; porque segun los químicos, es el óxido verdoso. Los ácidos sulfúrico, nítrico, sulfuroso é hidrocórico, puestos á hervir con el óxido de manganeso, forman protosales. En el primer caso una porcion de oxígeno se desprende, y se forma un protosulfato de un rojo

(*) Thenard en su 5.^a edicion dice, que por fin los químicos reconocen hoy tres óxidos, peróxido y deutóxido, moreno-negrucos, y el protóxido blanco verdoso.

purpurino; cuando se usa el ácido sulfuroso absorbe una porción de oxígeno del peróxido, y se transforma en ácido sulfúrico, formando igualmente un protosulfato de manganeso: todos estos compuestos no tienen aplicaciones.

El peróxido ú óxido negro se emplea para preparar el cloro y el oxígeno. La composición de todos estos óxidos no está bien determinada.

Del hierro y de sus compuestos.

HIERRO. Pes. esp. 7,88: nuestras reflexiones sobre la utilidad de los metales en general se aplican particularmente á este. Su descubrimiento data desde los siglos mas remotos, pues que se conocia en tiempo de la guerra de Troya. El hierro es de un gris claro, es granugiento y tiene mucho brillo metálico, sobre todo cuando está pulimentado. Su dureza es superior á la de la mayor parte de los metales, y se aumenta cuando se convierte en acero. Es maleable, es decir, que se extiende con el martillo y en el laminador; pero no puede reducirse á hojas tan delgadas como el oro, la plata y aun el

mismo cobre. Su ductibilidad es mas perfecta, porque puede estirarse en hilos tan delgados como los cabellos; su tenacidad es tal que un hilo de hierro de 0,002 met. de diámetro puede sostener sin romperse 249 kilogramos.

El hierro exige para entrar en fusión un calor de 130°, segun unos, y de 158° de Wedgewood, segun otros. Esta última temperatura es casi la mas elevada que puede producirse, y solo pueden hacerse herramientas y utensilios con este metal, forjándole y martillándole. Por ser tan infusible se hallaría privado de la propiedad mas preciosa de los metales, es decir, la de poder aglomerarse de modo que de varias masas pueda formarse una masa única, á no ser por una propiedad notable de que solo gozan él y el platino, y esta es la de poderse soldar. Si se calientan al blanco dos barras de hierro, y que se sobrepongan y se forjen, se confundirán y no formarán mas que un solo cuerpo.

Cuando se frota este metal adquiere un olor perceptible; goza de la propiedad magnética que adquiere fácilmente por la frotacion. A la temperatura ordinaria el gas oxígeno y aun el aire

húmedo le trasforman en óxido. Estos gases secos no le alteran sino á una temperatura elevada. De todos los elementos no metálicos el hidrógeno y el azoe son los únicos que no se combinan con este metal.

El hierro es el mas abundante de todos los metales, pues pocos son los minerales que no le contengan. Las arenas, las arcillas, las aguas de manantial y de rio no estan siempre perfectamente exentas de él. «Algunas sustancias animales y vegetales dan hierro en su incineracion.» En la Siberia y en lo interior de la América meridional existen masas enormes de hierro nativo. En el estado de óxido es como se halla mas comunmente este metal; está colorado en rojo, moreno, amarillo ó negro: el iman es un mineral de hierro, etc. etc.

Cuando se benefician en grande los minerales de hierro se dividen en dos clases distintas: 1.º *el hierro terroso*; este se lava para despojarle de las partes arcillosas ó calizas en que se halla envuelto, para lo cual se muele antes el mineral con unos majaderos: 2.º *el hierro en rocas*; este se

tuesta para separar el metal del azufre y del arsénico que se hallan combinados con él. En seguida se ejecuta la fundicion en los hornos conocidos con el nombre de *hornos altos*: algunos tienen hasta 14 metros de altura. Se carga el horno con carbon de leña ó de *coke*; se enciende, y cuando la combustion es ya muy viva, se echa dentro el mineral mezclado con carbon y un fundente terroso, que varia segun la naturaleza del mineral. Si este es muy arcilloso, se añade piedra caliza; y cuando al contrario la mina es caliza, se añade arcilla. Se excita el fuego por medio de fuelles, las partes terrosas se vitrifican, el carbon se oxigena, y el mineral en fusion, siendo mas pesado que la *escoria*, va á la parte inferior del horno. Se quitan con grandes barras de hierro las tierras vitrificadas ó *escoria*, y se recibe el metal cuando está bien derretido en unos surcos ó zanjillas de arena adonde se enfria, y tiene entonces el nombre de *hierro colado*, ó *fundicion de hierro*. Llámanse *lupias* las barras triangulares de hierro que resultan de esta operacion.

Cuando sale de los hornos de fundicion el hierro no está puro, y puede formar dos clases de *fundicion*, la blanca y la gris: la *fundicion blanca* tiene una quebradura brillante y una textura cristalina: no es maleable y no tiene la menor flexibilidad: su dureza es tal que resiste á la lima y á la terraja. La *fundicion gris* tiene un color mas oscuro, presenta una textura granugienta y sin brillantez, no es tan dura ni tan quebradiza como la otra, es algo maleable y se emplea en la fabricacion de los objetos de artilleria y otros que es preciso taladrar, torner y reparar. «La fundicion está formada esencialmente de hierro y de carbono, contiene algo de escoria y algunas materias extrañas.» En este estado no puede forjarse ni soldarse, y para que se vuelva dúctil es preciso despojarla de todos los principios extraños que contiene.

Llámase *afinacion* la operacion por medio de la cual se purifica.

Para esto se coloca el hierro en una fragua rodeándole de carbon, y se anima el fuego con dos fuelles; y así que la fundicion está en fusion pastosa se di-

ge sobre su superficie el viento del fuelle para quemar el carbono, y se tiene al mismo tiempo el cuidado de menearla. Cuando se halla en el punto conveniente se lleva debajo de un fuerte martillo ó martinete, cuyos golpes repetidos hacen salir la escoria interpuesta entre las moléculas del metal; en seguida se mete de nuevo en la lumbre y vuelve á colocarse debajo del martinete hasta que haya adquirido las formas y las dimensiones que se quieran. Entonces se llama hierro forjado ó hierro dúctil, y goza de todas las propiedades que hemos indicado como pertenecientes á este metal.

Los métodos de fabricacion que hemos señalado son los que se usan mas comunmente; pero será preciso recurrir á los tratados especiales de metalurgia si se quiere tener una idea de los diferentes métodos que se siguen en esta importante fabricacion; métodos que varían segun las localidades y la naturaleza del mineral. En la *afinacion* suele perder la fundicion mas de una cuarta, y aun algunas veces mas de una tercera parte de su peso.

Oxidos. Cuando el hierro se halla expuesto á la acción del aire húmedo, se oxida poco á poco y aumenta de peso. Este efecto se manifiesta muy lentamente; pero si se hace atravesar vapor de agua por medio de un tubo caliente y que contenga alambre de hierro, el metal se oxida rápidamente, y el gas hidrógeno del agua se desprende casi al mismo tiempo. Un calor mas fuerte comunica al óxido una tinta morena rojiza.

El orin amarillo de que se cubre el hierro que ha estado expuesto por mucho tiempo al aire húmedo, es un óxido mezclado con carbonato.

Los químicos admiten tres óxidos de hierro: el protóxido no existe puro en la naturaleza, ha sido poco estudiado y es poco conocido. El *óxido negro*, «considerado en la actualidad «como un compuesto de protóxido y «de deutóxido,» etiope marcial de los boticarios, se obtiene por el método indicado mas arriba, ó metiendo limaduras de hierro en el agua, de modo que queden cubiertas con una línea de líquido, y abandonando esta mezcla hasta que el hierro haya to-

mado la tinta negra. Este óxido es insoluble en el agua; no se descompone á una temperatura elevada; pero se reduce con la pila voltáica; cuando se calienta absorbe el oxígeno del aire y pasa al estado de «deutóxido.» El *óxido rojo*, «deutóxido ó peróxido» (esc. sinóp. 28 hierro, 12 oxígeno), azafran de marte astringente de los boticarios, se prepara calentando las limaduras de hierro, y agitándolas hasta que se hayan convertido en un polvo de un rojo subido, ó bien descomponiendo por el calor el nitrato de hierro que se forma tratando el hierro con el ácido nítrico. «Las propiedades del deutóxido «son las mismas que las del óxido negro, solamente que no absorbe el oxígeno del aire ni el ácido carbónico «(aunque se haya creído lo contrario) «y que no es magnético.»

CARBUROS. El carbono se combina con el hierro en dos proporciones: la primera *protocarburo de hierro* ó *acero*, es la mas importante de las combinaciones del hierro: la segunda *deutocarburo de hierro*, es la *plombagina*.

El acero es un compuesto de hierro puro y de carbono; las proporcio-

nes relativas de estos dos cuerpos varían. Este carburo es siempre un producto del arte. El acero es brillante y puede adquirir un hermoso pulimento, es insípido, no tiene olor y es muy maleable y muy dúctil. Su textura es granugienta, y el grano es fino y apretado; pesa menos que el hierro, y es mas duro, mas elástico y mas quebradizo que él; se funde y puede soldarse á una temperatura mas baja que la que exige este mismo metal. Las tintas que toma el acero calentado lentamente son el amarillo-paja, amarillo de oro, morado y azul oscuro; en seguida se aclara, pasa al color blanco resplandeciente, y llega al punto de fusion.

La propiedad mas notable y mas útil del acero es la de poder templarse; es decir, que si despues de haberle calentado se sumerge repentinamente en un líquido cualquiera frio, adquiere por medio de esta operacion mas dureza y mas elasticidad; pierde su maleabilidad, su ductilidad y se hace quebradizo: su tejido es entonces mas apretado y mas fino.

Si se enfria lentamente conserva sus propiedades físicas naturales.

Cuando se calienta el acero debe preservarse siempre del contacto del aire.

Se emplea comunmente el agua para la operacion del temple. Cuanto mas se ha calentado antes de templarle, mas dureza adquiere.

Los matices indicados mas arriba dirigen al obrero en la operacion. El momento en que debe retirarse el acero varia segun el uso al cual se destina; y así el temple púrpura ó morado conviene para los buriles, y las herramientas que se usan para trabajar los metales: tambien es bueno para los resortes, así como para los instrumentos con que se cortan el corcho, el cuero y otros materiales de esta especie. El temple amarillo-paja es á propósito para los cortaplumas, las navajas de afeitar y otros instrumentos cortantes etc. etc. Si el temple es demasiado fuerte se puede reducir al grado de dureza deseado, haciendo calentar el acero y dejándole enfriar lentamente; pierde tanto mas de su dureza en esta operacion, cuanto mayor ha sido la temperatura á que se ha elevado; y aun puede por este medio llegar á

destemplarse completamente. Los adornos é inscripciones se ejecutan del modo siguiente: se pintan en la hoja con una composicion aceitosa los adornos ó caracteres, y se expone entonces aquella al calor necesario para temprarla. El color de la hoja se altera por todas partes, exceptuadas las que estan cubiertas de pintura; se quita esta y aparecen los adornos con el color natural del acero pulimentado, y se perciben muy distintamente: no puede haber la menor duda de que estos diferentes matices de color sean efectos de una oxidacion que se efectua en la superficie del metal.

Se distinguen en el comercio tres especies de aceros, el *acero de cementacion*, el *acero forjado* y el *acero fundido*. El acero de cementacion se obtiene colocando en una caja, hecha con hojas de hierro, unas barras de hierro forjado, y cubriéndolas por todas partes con un cemento compuesto de carbon pulverizado, de olin, de cenizas y de sal marina, y poniendo la caja en un horno á una temperatura muy elevada, durante un tiempo mas ó menos largo.

La operacion por medio de la cual se hace el acero natural, se reduce á quitar al hierro colado la cal, la silice y una parte del carbono que contiene, no dejándole mas que la parte necesaria para *acerar* el hierro. Esta operacion difiere poco de la que se usa para afinar el hierro.

Acero fundido: se obtiene este acero calentando en un crisol trozos de acero natural, ó de acero de cementacion, cubiertos con un fundente que no es mas que vidrio molido. El vidrio de vasos hecho con la cal, la silice y la potasa es el mas á propósito. Se activa el fuego hasta que se halle el acero en fusion líquida, se menea con una varilla de hierro, y en seguida se vierte en un molde despues de haber quitado la capa de vidrio.

El acero fundido se forja al rojo cereza.

Este es el acero mas puro; es homogéneo, y tambien puede recibir un pulimento mas hermoso.

Se usa especialmente para hacer objetos de joyería, resortes de reloj, navajas de afeitar, cuchillos finos, y todos los instrumentos que

usan el grabador, el relojero etc.

El acero de cementacion es mucho mejor para los instrumentos que deben tener dureza, como son los de química, cerrajería y carpintería, los buriles, bruñidores y raspadores.

El acero natural sirve para hacer las armas blancas, los floretes y los resortes de los coches.

Las opiniones varían mucho sobre la composición del acero de la India, ó Wootz.

La mancha negra que queda sobre el acero cuando se corroe un punto de su superficie con los ácidos, es un medio de distinguir este compuesto del hierro en el cual producen una mancha blanca-verdosa.

PLOMBAGINA llamada también *Gráfico*. Pes. esp. 2,18 (comp. esc. sinóp. 92 carbono, 8 hierro). Este compuesto es un deutocarburo de hierro que se halla en la naturaleza. Sin embargo, varios químicos sostienen que la presencia del hierro no es sino accidental, y que la plumbagina no es sino un óxido de carbono. Esta sustancia es negra, untuosa é infusible; se apodera del oxígeno á una temperatura eleva-

da, y forma ácido carbónico y óxido de hierro. La más pura se emplea para hacer lapiceros: unas veces se siera la masa en paralelepípedos; y otras se muele este carburo, se mezcla con arcilla, se cuece en un molde de la forma que se quiere, y en seguida se introduce en una muesca hecha en madera blanda. Mezclado con grasa el grafito, forma una pomada que sirve para disminuir el roce en las máquinas.

FÓSFURO DE HIERRO. El fósforo puede combinarse con el hierro; pero es preciso, para conseguir esta combinación, ponerle sucesivamente por pedacitos en contacto con un alambre de hierro que debe calentarse en un crisol hasta el rojo bajo de color.

SULFURO DE HIERRO. Pes. esp. 4,7 (comp. esc. sinóp. 100 hierro, 110 azufre). La naturaleza nos presenta en gran cantidad este compuesto de azufre y de hierro; es uno de los minerales esparcidos con más abundancia por el globo. Es sólido, de un color amarillo de oro y brillante, absorbe lentamente el oxígeno del aire húmedo, y pasa al estado de sulfato. Se conoce con el nombre de *pirita de hier-*

ro: sirve para preparar la mayor parte del sulfato de hierro del comercio. Tambien se extrae de este cuerpo el azufre. Existe otro sulfuro que contiene menos azufre: es mas raro en la naturaleza y puede obtenerse artificialmente.

El iodo y el cloro se combinan tambien con el hierro: el cloruro de hierro es volátil.

Sales de hierro.

Los óxidos de hierro por su combinacion con los ácidos forman sales que son la mayor parte solubles en el agua: la disolucion de estas sales tiene un color verde ó rojo-amarillo y un sabor astringente.

El prusiato de potasa determina en ellas un precipitado azul oscuro, ó que se vuelve tal con el contacto del aire.

El hidrosulfato de potasa produce un precipitado negro.

El ácido hidrosulfúrico descolora casi enteramente las disoluciones de las sales de hierro.

El ácido gálico determina en ellas un precipitado «azul que pasa poco á poco al gris oscuro», sobre todo cuando el líquido ha estado expuesto al aire.

CARBONATO DE HIERRO. Esta sal existe en la naturaleza y se conoce con el nombre de hierro espático. Su color varía, y se trata por mayor para extraer el hierro.

SULFATO DE HIERRO. (Esc. sinóp. 40 ácido sulfúrico, 36 prot. de hierro). El ácido sulfúrico concentrado no ejerce sobre el hierro sino una accion muy floja, á no ser que esté hirviendo: si está dilatado en dos ó tres partes de agua le disuelve en frio, y hay un desprendimiento abundante de hidrógeno. Existen realmente dos sulfatos de hierro.

El uno *protosulfato de hierro*, *caparrosa verde*, *vitriolo verde*, puede formar hermosos cristales verdes y transparentes: estos cristales son eflorescentes, tienen un sabor estíptico, y se reducen á polvo amarillo cuando se exponen al aire seco. Esta sal se disuelve en dos veces su peso de agua fria, y las $\frac{3}{4}$ partes de su peso de agua hirviente: calentado se funde y pierde su agua de cristalización; si se calienta mas se desprende de la combinacion el ácido sulfúrico, y no queda sino un polvo rojo conocido en las artes con el nombre de *colcotar* ó «deutóxido de hierro.»

Se obtiene el sulfato de hierro descomponiendo las piritas. Se riegan estos minerales y se exponen al aire durante un año, se lavan, y forman una disolución que evaporada produce los cristales de sulfato de hierro del comercio. Cuando se expone al aire la disolución de esta sal absorbe el oxígeno y pasa al estado de deutosulfato amarillo y rojo. El deutosulfato que es siempre un producto del arte, no tiene uso. El protosulfato entra en la composición de la tinta, de varios tintes, y del azul de Prusia.

NITRATO É HIDROCLORATO DE HIERRO. Los ácidos nítrico é hidrocórico disuelven el hierro á la temperatura ordinaria: el primer ácido puede formar dos nitratos que cristalizan, y el segundo produce igualmente dos hidrocóloratos.

Se pueden obtener las sales: fosfato, hidrofúato, borato, arseniato, y cromato de hierro. Este último existe en Francia en el departamento del Var, y se extrae de él el cromo, del cual se hace un gran consumo en las artes.

Del zinc y de sus compuestos.

ZINC. Pes. esp. 7,1. Los minerales de este metal se llaman *cadmia*, del nom-

bre de Cadmus, que, según dicen, fue el primero que enseñó á usarle en Grecia. Los antiguos sabían que este metal fundido con el cobre formaba el latón. Pero solo está señalado por primera vez con el nombre de zinc en los escritos de Paracelso. Es blanco azulado, laminoso, mas brillante y mucho mas duro que el plomo; fusible á 370°, y volátil mas abajo del calor rojo: es mas maleable que dúctil: lo es sin embargo menos que el cobre, el plomo y el estaño. Reducido á hojas ó chapas por medio del laminador, se emplea con sucesso para sustituir el plomo en las cubiertas de los edificios, las canales y los baños etc. etc. El zinc es medianamente dúctil; calentado fuertemente con el contacto del aire, se pone rojo, y arde con una llama blanca que deslumbra y que tiene algo de azul ó de amarillo: en esta combustión se oxida con tal rapidez que desaparece y se disipa en forma de copos blancos que se llaman flores de zinc; y por fin, es metal que se lima difícilmente. Jamás se ha hallado en Europa el zinc en estado de pureza; existe, mezclado, en Inglaterra, en Alemania, y en la Bélgica: en estado de

sulfuro se conoce bajo el nombre de *blenda*; y en estado de óxido mezclado con la sílice, el óxido de hierro, y acaso el carbonato de zinc, se llama *calamina*. Después de haber calcinado la calamina se pulveriza y se mezcla con carbon de leña, y hecho esto se expone á un calor fuerte en vasijas tapadas. El zinc se reduce, se sublima en un tubo de hierro adaptado al extremo superior de la vasija, y cae en una vasija que contiene agua; en seguida se funde y se amolda en barras. La Inglaterra exporta todos los años una cantidad considerable de este metal.

Oxido. El zinc no forma sino un solo óxido, que es un polvo blanco, fijo, insípido, é insoluble en el agua; se obtiene calentando el metal con el contacto del aire, y recogiendo el vapor ó calcinando la calamina. Este compuesto se usa con buen éxito en pintura, para hacer el color de agua, y en medicina como secante. El óxido de zinc se disuelve con el amoniaco, la potasa y la sosa. Le conocian los antiguos químicos con el nombre de *pompholix*, de *nihil album*, y de *lana philosophica*.

Sales de zinc.

El óxido de zinc se une con la mayor parte de los ácidos de que hemos hablado, y produce sales cuyas disoluciones no tienen color, y que precipitan en blanco con los reactivos: la única que merezca examinarse es la combinación que forma con el ácido sulfúrico.

SULFATO DE ZINC. (Esc. sinóp. 40 ácido sulfúrico, 41 óxido de zinc). Llamado también *caparrosa blanca*: sal blanca cristalizada en agujas, de un sabor estíptico-metálico, y mas soluble en caliente que en frio; calentada fuertemente pierde esta sal su ácido y su agua de cristalización, y solo queda óxido de zinc. Se prepara humedeciendo y exponiendo al aire la pirita ó sulfuro de zinc. El azufre y el zinc se apoderan del oxígeno del aire, y forman el sulfato de zinc. La caparrosa blanca ó vitriolo blanco del comercio contiene generalmente una corta cantidad de hierro y algunas veces de plomo; se purifica disolviéndola en el agua y echando en la disolución granalla de zinc, que precipita los metales extraños, ocupando su lugar.

Del estaño y de sus compuestos.

ESTAÑO. Pes. esp. 7,29. Se conoce este metal desde los siglos mas remotos, pues que se usaba en tiempo de Moisés. Cuando está puro tiene un color tan hermoso y tan brillante como el de la plata. Es mas duro que el plomo, poco sonoro, muy maleable y poco dúctil: expuesto al aire el estaño pierde pronto su brillo metálico; pero no puede tomarse porque el aire no le ataca.

Las minas de estaño son el sulfuro ó pirita, y principalmente el óxido ó piedra de estaño. Se obtiene este metal tostando la mina para despojarla de los sulfuros extraños, y se trata en seguida con el carbon para reducir el óxido.

Los usos del estaño son muy conocidos; sirve para hacer diferentes vasos y utensilios; se emplea tambien para fabricar la *hoja de lata*, y hacer el alin- de de los espejos.

La hoja de lata se prepara metiendo en el estaño fundido unas hojas de hierro que se han limpiado perfectamente, frotándolas con arena, y en seguida dejándolas mojar durante 24 ho-

ras en una agua acidulada con ácido sulfúrico, no solo el estaño cubre toda la superficie del hierro, sino que le penetra enteramente, y le vuelve completamente blanco. Es costumbre añadir al estaño un décimo de cobre, para evitar que se formen sobre el hierro capas muy espesas. Calentando ligeramente la hoja de lata, humedeciéndola con una mezcla de ácidos, metiéndola en agua fria, y barnizándola, se consiguen los matices colorados, y ondeados de aguas que se llaman *muer metálico*.

El estaño de vajilla se confunde generalmente con este metal. La mejor composicion está formada de estaño ligado con cerca de $\frac{1}{2}\%$ de cobre ó de otros metales como el plomo, el zinc y el antimonio, segun la eleccion que la experiencia dicta á los obreros.

Oxidos. El estaño forma dos óxidos: el primero es gris negro, pero blanco en estado de hidrato: se prepara disolviendo el estaño en el ácido hidroclicó- rico, sea por medio del calor, sea añadiendo, si se necesita, una corta cantidad de ácido nítrico. Cuando está la disolucion completamente efectuada, se añade un exceso de potasa: se precipi-

ta un polvo blanco, parte de él se redisuelve, y la porción que queda toma un color gris oscuro que es el protóxido de estaño: el polvo blanco que al principio se precipitó y se disolvió en seguida, es el hidrato de protóxido que no tiene uso alguno.

El deutóxido de estaño es blanco y se obtiene calentando este metal con el ácido nítrico concentrado; se produce una viva efervescencia, y el estaño se convierte en un polvo blanco que se lava y se seca: este es el peróxido. Este deutóxido existe también en la naturaleza; es fusible, y soluble en la potasa y en la sosa: entra en la composición de la *potea*.

SULFUROS DE ESTAÑO. Existen dos compuestos de azufre y de estaño: el primero, que es un *protosulfuro*, tiene el color del plomo con el brillo metálico; puede cristalizar, y es indisoluble por el fuego; pero no por el aire que le transforma en sulfato. Se prepara fundiendo el metal con el azufre: existe en la naturaleza. El *deutosulfuro* se conoció durante mucho tiempo con el nombre de *oro musivo*, porque se presenta ordinariamente en

forma de escamas que tienen el color del oro. Es un producto del arte. Los químicos no son todos de la misma opinión acerca de este compuesto. Sin embargo, Pelletier (padre) ha demostrado, *á mi parecer*, de un modo convincente, que estaba formado de azufre y de óxido de estaño (*). El oro musivo sirve para broncear las maderas y para frotar las almoadillas de las máquinas eléctricas.

El hidrógeno, el carbono, el boro y el azoe no tienen acción sobre este metal: el cloro, el iodo y el fósforo se combinan con él.

Sales de estaño.

El óxido de estaño se combina con los ácidos y forma sales que se usan mucho en los tintes; la solubilidad de ellas es variable, su color es amarillo-moreno y algunas veces blanco: el hidrosulfato de potasa determina un precipita-

(*) No hay duda que el autor esté equivocado en su opinión, pues Foureroy y Thenard han probado que se componía únicamente de azufre y estaño.

do moreno-negro con las sales de protóxido, y amarillo de oro con las sales de deutóxido. El hidrociorato de oro produce un precipitado púrpura en las sales de protóxido, «púrpura de Casius.»

SULFATO DE ESTAÑO. «El ácido sulfúrico concentrado forma con el estaño por medio del calor un protosulfato de estaño, y despide mucho gas sulfuroso. Esta sal es blanca, insoluble en el agua, y muy poco soluble en un exceso de ácido.»

NITRATO DE ESTAÑO. El ácido nítrico y el estaño se combinan rápidamente en frío; y gran parte del metal se precipita en forma de óxido, difícil de reducir si se concentra la disolución.

HIDROCLORATOS DE ESTAÑO. El ácido hidrociorico disuelve facilmente el estaño, toma una tinta mas oscura, y cesa de despedir vapores: se manifiesta una efervescencia ligera, y se desprende gas hidrógeno. El ácido retiene en disolución la mitad de su peso de estaño, y no se forma precipitado alguno cuando se abandona á sí mismo. Esta sal es un protohidrociorato de estaño que puede cristalizar en pequeñas agujas blancas, muy estípticas, y mas solubles en caliente

que en frío. Expuesta al aire la disolución de esta sal, pasa al estado de hidrociorato de deutóxido de estaño. «El agua régia formada de una parte de ácido nítrico á 36°, y de tres de ácido hidrociorico á 22°, se une al estaño con efervescencia de gas nitroso, y se desprende mucho calor:» para que la disolución de estaño sea continua es necesario no introducir este metal sino por cortas porciones, de modo que se disuelva una antes de introducir otra. La disolución es morena-roja, «se evapora convenientemente y se hace cristalizar. Esta sal cristaliza en agujas blancas, es un *deutohidrociorato de estaño*: por el calor se descompone, y entre otros productos que resultan se obtiene el deutocloruro de estaño que se prepara por otros medios, y se conocia antiguamente con el nombre de *liquido humeante de Libavius*.» Se emplea esta sal para avivar los colores sobre lana, tales como los de cochinilla, de goma laca y algunos otros colores rojos, desde el carmesí hasta la escarlata de color mas vivo.

Del cadmio y de sus compuestos.

El cadmio es un metal que se descubrió en las minas que contienen el zinc en estado de carbonato: sus propiedades físicas son las mismas que las del estaño. Forma un óxido naranjado que no es volátil y que se reduce fácilmente. El óxido de cadmio se disuelve también con facilidad en los ácidos, y se precipita con la potasa en estado de hidrato blanco, soluble en el amoniaco; su rareza es causa que ni él ni sus compuestos tengan aplicaciones.

Metales de la cuarta seccion.

Estos metales son en número de 15, y los hemos nombrado ya: el estudio de muchos de ellos no presenta interes alguno: examinaremos solamente el arsénico, el cromo, el cobalto, el antimonio, el bismuto, el cobre y el plomo.

Del arsénico y de sus compuestos.

ARSÉNICO. Su nombre solo inspira temor, porque efectivamente este metal

es un veneno violento, y esta propiedad venenosa existe en todos los compuestos que forma: muchos de estos productos se usan en las artes, y el estudio de los caracteres físicos, de las propiedades y de los efectos del arsénico y de sus compuestos tiene un fin filosófico, pues nos conduce á señalar el modo de reconocer los envenenamientos causados por este agente, y la certeza de poder vengar la sociedad es un freno que disminuye sin duda el número de víctimas.

El arsénico recibió de los griegos el nombre de *arsenicon*, pero comprendian con este nombre el arsénico blanco ú óxido blanco de arsénico, pues que la reduccion de este compuesto solo data desde 1649, y solo desde entonces se ha conocido el arsénico metálico.

Pes. esp. 8,30. El arsénico tiene un color gris de acero: es brillante, y su textura granugienta, y á veces escamosa: si se calienta esparce un olor de ajo, que es característico: es acaso el metal mas frágil de todos: se volatiza á 180°, y si se sublima lentamente cristaliza en tetraedros. El arsénico á la temperatura ordinaria no obra sino lentamente sobre

el oxígeno y el aire, y en todo caso es preciso que estén húmedos estos gases. Existe en la naturaleza en estado nativo, en estado de óxido, en combinación con el azufre, y unido con las bases salificables: se extrae por sublimación de los minerales que le contienen.

Ligado con el cobre y el platino sirve este metal para hacer los espejos de telescopio.

«El arsénico se combina con el oxígeno en tres proporciones, y forma el «*protóxido y deutóxido de arsénico*, y «*el ácido arsénico*. Trataremos solo de «los dos últimos».

El primero *deutóxido de arsénico*, pes. esp. 5, se llama á veces ácido *arsenioso*, y *arsénico blanco*: es blanco, su quebradura es vitrosa, y se parece á la porcelana: tiene un sabor acre, es casi insoluble en el agua fría, pero soluble en quince veces su peso de agua hirviendo: puede volatilizarse y cristalizar por enfriamiento: se reduce con la pila; no se descompone con el calor, y es inalterable al aire: calentado con el carbon se reduce; con el azufre cede su oxígeno á este elemento, y se desprende entonces gas sulfuroso, formándose un sulfuro de

arsénico. El arsénico se precipita de su disolución con un color amarillo de oro por medio del ácido hidro-sulfúrico líquido. Se emplea para preparar el verde de Scheele. Se obtiene este óxido sublimando el arsénico metálico, y dejando una comunicación libre con el aire exterior: las sales que forma el óxido blanco con los ácidos son siempre productos del arte, y no tienen uso.

El segundo, *ácido arsénico*, pes. esp. 3,39, comp. 100 arsénico, 51,43 oxígeno: fue descubierto por Scheele: «el método por cuyo medio se obtiene consiste en poner una parte de óxido blanco «de arsénico en una retorta de vidrio, con «cuatro partes de ácido nítrico á 34° y 2 «de una disolución concentrada de gas «hidroclórico en el agua», y en destilar hasta sequedad, moderando el calor hacia el fin de la operación: el residuo bien seco, y puesto á enfriar, constituye el ácido arsénico que preparado así no tiene un sabor muy fuerte, pero que adquiere un sabor excesivamente agrio cuando se disuelve en el agua, y entonces permanece líquido aunque se evapore hasta consistencia de jalea. Este ácido es blanco, cristaliza, se descom-

pone con el calor en oxígeno y en óxido de arsénico; no se altera ni con el oxígeno, ni con el aire, cuya humedad absorbe: precipita en blanco las aguas de cal, de barita y de stronciana, que trasforma en arseniatos insolubles. Combinado con los bases salificables este ácido forma sales; la mayor parte de ellas no han recibido aplicación alguna.

HIDRÓGENO ARSENICADO. «Pes. esp. «2,695, según Dumas: (comp. 100 arsénico 3,98 hidrógeno.)» El hidrógeno se combina con el arsénico, y forma un compuesto gaseoso, inflamable, sin color, y de un olor nauseabundo: es muy peligroso respirarle. Se obtiene tratando una aleación de cuatro partes de zinc y de una parte de arsénico con el ácido sulfúrico dilatado en dos veces su peso de agua.

Gehleu, que en 1815 fue víctima de sus experimentos sobre este gas, le preparaba calentando el arsénico con una lejía alcalina. El azufre y el cloro descomponen este gas, y el último le hace con un vivo desprendimiento de luz.

SULFUROS DE ARSENICADO. Se hallan en la naturaleza dos compuestos de azufre

y arsénico que se pueden conseguir también artificialmente.

El primero se llama *rejalgar*, pes. esp. 3,33, comp. 100 arsénico, 43,7 azufre (esc. sinóp. 38 arsénico, 16 azufre) es insoluble, muy fusible, de un color rojo naranjado, y á veces cristaliza en prismas transparentes: se descompone con el oxígeno á una temperatura elevada.

El segundo se llama *oropimente*, comp. 100 arsénico, 61,6 azufre, (esc. sinóp. 38 arsénico, 24 azufre) pes. esp. 3,4, se presenta en trozos de color amarillo de oro, y á veces en hojuelas delgadas, que son muy flexibles: es insípido, no tiene olor, es fusible y se comporta con el oxígeno como el *rejalgar*: se emplea 1.º en pintura, debiendo tener la precaución de no mezclarle jamás con el blanco de plomo (albayalde): 2.º en las manufacturas de telas pintadas para disolver el añil.

El fósforo y el iodo se combinan con el arsénico: el cloro se combina con este metal, dando lugar á un gran desprendimiento de calórico y de luz. El potasio, el sodio, el manganeso, el zinc, el hierro y el estaño forman con el ar-

sénico aleaciones quebradizas que no ofrecen aplicación alguna.

Del cromo y de sus compuestos.

CRÓMO. Pes. esp. 5,90. Este metal fué descubierto en 1797 por Vauquelin, analizando un mineral de un hermoso color rojo, y conocido con el nombre de plomo rojo de Siberia. También se ha hallado el cromo en el departamento del Var: existe allí combinado con el hierro, la alúmina y la sílice. La esmeralda del Perú y el *rubi espinel* deben su color á este metal: entra también en la composición de las piedras caídas del cielo ó aerolitos. No existe puro en la naturaleza.

«Se obtiene el cromo mezclando «cierta cantidad de óxido de este metal «con negro de humo para absorber el «oxígeno, y formando una pasta con «aceite, se pone esta en forma de bola «en un crisol, cuyas paredes están cu- «biertas de carbon, y se calienta en una «fragua.» Este metal es una masa porosa de granos aglomerados, quebradiza y de un blanco gris intermedio entre el del estaño y el del acero: resiste á todos

los ácidos, excepto al agua regia ó ácido hidro-cloro-nítrico.

Oxidos. El cromo se une al oxígeno en tres proporciones.

1.º El *protóxido* (comp. 100 cromo 42,6 oxígeno, esc. sinóp. 28 cromo, 12 oxígeno) es verde infusible, indescomponible por el fuego, el gas oxígeno y el aire: se reduce con la pila, y es insoluble en el agua. Se emplea en la pintura sobre porcelana para obtener el verde oscuro. Se extrae por la calcinación del cromato de mercurio y del cromato de plomo (*).

2.º El *deutóxido* (comp. 100 cromo, 56,8 oxígeno, esc. sinóp. 28 cromo, 16 oxígeno) es moreno, se obtiene calcinando el proto-nitrato hasta que no se produzcan mas vapores nitrosos: no existe en la naturaleza, y no tiene usos.

3.º El *ácido crómico* comp. 100 cro-

(*) Lassaigue ha observado que se obtenia constantemente un óxido de cromo de un hermoso color verde, calentando hasta el rojo en un crisol de barro, tapado, una mezcla de cromato de potasa y de azufre por partes iguales. (Anales de quim. y fis. tomo XIV, pág. 299.)

mo, 87,72 oxíg. (esc. sínop. 28 cromo, 24 oxíg.), es sólido, de un color rojo oscuro: su sabor es estíptico y metálico: se descompone con el fuego y con el ácido hidroclicórico caliente: es soluble en el agua, cristaliza difícilmente en pequeños cristales de color rojo de rubí, y se extrae del cromato de potasa.

CROMATO DE POTASA. Sal de cromo de un color amarillo de limón, cristaliza en prismas romboidales: se obtiene calcinando el cromato de hierro lavado y molido con el nitrato de potasa, lavando y filtrando. Se usa mucho esta sal en la fabricación de las telas pintadas para hacer los fondos amarillos.

Del cobalto y de sus compuestos.

COBALTO. Pes. esp. 8,538. El cobalto existe en la naturaleza en estado de óxido, combinado con el azufre y varios metales, y también en estado de sal. Brandt aisló este metal en 1733, y le dió el nombre que tiene: es de un gris un poco rosado, y sin ningún brillo, es laminoso ó granugiento, quebradizo, fusible á 130° de Wedgwood: se halla unido frecuentemente con el arsénico, y á ve-

ces con el nickel. Por medio de la calcinación que experimenta el mineral se desprende el arsénico y el azufre, pero no es suficiente para separar el óxido de cobalto del nickel y del hierro.

Hé aquí el método que propone Laugier para aislarle: disuélvase la mina de cobalto en el ácido nítrico, échese en la disolución succinato de amoníaco hasta que no se forme más precipitado: fíltrese el líquido, y añádase amoníaco líquido puro, y se precipitará un amoniuro de nickel: fíltrese de nuevo, evapórese hasta sequedad, póngase el residuo en un crisol con una mezcla de carbon y de aceite, caliéntese, y se conseguirá al fin de la operación un botón metálico en el fondo del crisol: se obtiene también descomponiendo el protóxido con el carbon.

Oxidos. El cobalto forma dos óxidos: el primero es de un gris azulado, y el segundo es negro: existen los dos en la naturaleza unidos al arsénico, á la sílice y al hierro. Se emplea el protóxido para hacer el azul (*azur*), para dar el color azul á las porcelanas y al vidrio. El azul no es más que un vidrio pulverizado, compuesto de sílice, de

potasa, de óxido de hierro y de protóxido de cobalto. Es tanto mas hermoso, cuanto se halla mas exento de óxido de hierro. Descomponiendo la solución nítrica ó hidroc্লórica del cobalto, con el arseniato de potasa ó el fosfato de sosa, se obtiene á medida del deseo del experimentador el arseniato ó el sub-fosfato de cobalto.

Calcinando una mezcla de una parte de sub-fosfato de cobalto y de ocho de alúmina gelatinosa, hasta que la mezcla haya adquirido un color uniforme, se obtiene el azul de Thenard, que se emplea en la coloración de los papeles pintados que se usan para adornar los aposentos, y que reemplazan con ventaja la pintura. En vez de sub-fosfato puede emplearse el arseniato, en cuyo caso la cantidad de esta sal, que entra en la composición, es la mitad de la otra.

Las sales de cobalto son de color de rosa: la potasa, la sosa y el amoniaco precipitan el protóxido en azul: un exceso de amoniaco le disuelve de nuevo, y forma una sal doble. Los hidrosulfatos producen con él un precipitado negro, y el hidroferrocianato de potasa un precipitado verde.

Del antimonio y de sus compuestos.

ANTIMONIO. Los antiguos conocian un óxido de antimonio que llamaban *stimmí* ó *stibium*. Plinio nos dice que se usaba entonces como tópico en las enfermedades de los ojos. La palabra *antimonio crudo* se empleó mas tarde en el comercio para señalar un mineral compuesto de azufre y de antimonio. Ignoramos quién extrajo el metal de la mina; pero se le dió el nombre de *régulo de antimonio*. Ningun metal, ni aun el mismo mercurio, ni el hierro ha llamado tanto la atención de los médicos como este: unos le preconizaban como un específico infalible para todas las enfermedades, mientras que otros le menospreciaban, pintándole como un veneno de los mas violentos que importaba rayar de la lista de los medicamentos: Lemery es el primero que ha hablado juiciosamente de las propiedades de este metal. Esta divergencia de opiniones ha dado lugar á un gran número de preparaciones antimoniales que se usan todavía en el arte de curar.

El antimonio, pes. esp. 6,702, es de
Tomo I. 25

un color blanco oscuro, muy quebradizo: su textura escamosa ó en láminas. Se funde así que entra en ignición; y si se continúa elevando la temperatura, se oxida y se disipa en humo blanco, que puede fundirse en un vidrio color de jacinto, según el modo de dirigir el fuego. El primero de estos productos se llamaba *flores plateadas de antimonio*, y el segundo *vidrio de antimonio*. Se separa el antimonio de su sulfuro, tostándole, y calcinándole en seguida después de haberle mezclado con carbon.

El antimonio se liga con la mayor parte de los metales que hemos estudiado: la aleación de antimonio y de estaño es blanca, y tiene varias aplicaciones: se usa particularmente para hacer las planchas para el grabado de la música.

Oxidos. Los óxidos de antimonio son poco solubles en el agua: se parecen en esto al óxido blanco de arsénico, del cual se aproximan por sus propiedades casi ácidas. Existen tres, y acaso cuatro óxidos de antimonio: 1.º el protóxido es un polvo negro, que se obtiene en el polo positivo del aparato voltáico cuando se ponen los conductores en contacto

con una mezcla de polvo de antimonio y agua: este óxido absorbe rápidamente el oxígeno del aire, y se convierte en tritóxido: 2.º el deutóxido es un polvo de un color blanco sucio que se funde á un calor moderado, y cristaliza al enfriarse. Puede obtenerse haciendo digerir el metal, en polvo, en ácido hidroclórico, y precipitando con la potasa, ó calcinando el antimonio con el contacto del aire: 3.º el tritóxido tiene un hermoso color blanco, por cuyo motivo se llama *flores plateadas*. Se prepara haciendo digerir en caliente el ácido nítrico sobre el antimonio, y calcinando el sub-nitrato: forma con las diferentes bases unos compuestos que se llaman algunas veces *antimonitos*: 4.º el peróxido de antimonio es insoluble y de color de paja: se obtiene calentando el metal en polvo fino, con seis veces su peso de nitro en un crisol de plata. El resultado de esta reacción es una especie de sal (antimoniato de potasa); y vertiendo sobre ella ácido hidroclórico, el peróxido de antimonio ó ácido antimónico se precipita.

Las preparaciones medicinales: *higado de antimonio*, *vidrio de antimo-*

nio, *azafran de los metales*, *fundente de Rotrou*, *antimonio diaforético*, *antimonio diaforético lavado*, *materia nacarada de Kerkringius*, son estados físicos particulares de los diversos óxidos de antimonio.

SULFURO DE ANTIMONIO. El azufre se une al antimonio, y forma un compuesto que existe en la naturaleza en masas gris de acero, cristalizadas en agujas. Este mineral, tratado con un álcali, puede formar dos polvos rojizos, conocidos en medicina con los nombres de *kermes* y de *azufre dorado de antimonio*.

CLORUROS DE ANTIMONIO, que pueden llamarse también hidroclosatos de antimonio. Existen dos cloruros de antimonio: el primero se nombraba antiguamente *mantequilla de antimonio*: es untuoso, muy cáustico, fusible y deliquescente: se prepara destilando dos partes de sublimado corrosivo (cloruro de mercurio) con una de antimonio: la sustancia que se recoge en el recipiente tiene la consistencia de la grasa. El segundo es un líquido que no cristaliza, y se prepara tratando el antimonio con el agua regia, y evaporando el líquido convenientemente.

Del bismuto y de sus compuestos.

BISMUTO. Parece que los griegos y los árabes no conocieron el bismuto. Se cree sin embargo que los mineros alemanes le habían distinguido en una época muy remota, y que le habían dado ya el nombre de bismuto; pero no fué bien conocido con este nombre sino en 1529: se consideró durante mucho tiempo como una aleación.

El bismuto, pes. esp. 9,8, es de «un blanco amarillento»: se presenta en forma de láminas muy brillantes y adherentes unas á otras: es fusible á 247°: si aumenta el calor, se volatiliza y puede destilarse en vasijas tapadas. Se extrae del bismuto nativo por medio de la fusión: este metal, más fusible que los otros metales, con los cuales se halla unido, se separa de ellos, y cae en unas tinajas dispuestas para este efecto. Se emplea en química para ensayar los crisoles, y en las artes para dorar la porcelana.

Oxido. El bismuto no forma más que un solo óxido: si se trata el metal con el ácido nítrico, se forma un pol-

vo de un blanco gris, que es el óxido de bismuto, pero contiene un poco de ácido nítrico: por medio de un exceso de ácido pasa al estado de nitrato ácido que cristaliza. Si se vierte la disolución de estos cristales en una gran cantidad de agua, se transforma en un sub-nitrato insoluble: «tratando este con una disolución de carbonato de potasa para apoderarse del ácido, queda libre el óxido que es amarillo y blanco en estado de hidrato.» El sub-nitrato tiene un color blanco brillante; se empleaba como *blanco de afeite* con los nombres de *magisterio de bismuto* y de *blanco de perla*. Se usa en la fabricación de los lacres. Si se calcina el sub-nitrato de bismuto, el ácido nítrico se desprende, y el óxido queda puro.

Del cobre y de sus compuestos.

COBRE. No se conoce la época del descubrimiento del cobre. Leemos en Homero que durante la guerra de Troya los combatientes no usaban mas que armas de bronce, que es una liga de cobre y de estaño.

El cobre, pes. esp. 8,89, es un me-

tal de un hermoso color rojo, brillante, duro, sonoro, maleable y muy dúctil: su sabor es estíptico y nauseoso. A una temperatura de 27 grados de Wedgwood entra en fusión: el baño tiene un color moreno verdoso; un calor mas fuerte le hace entrar en ebullición, y le volatiliza en vapores visibles segun Thomson. Pero los químicos franceses no admiten en él ni la propiedad de vaporizarse, ni la de formar cristales bien distintos.

El cobre no descompone el agua á ninguna temperatura, á no ser que esté á la vez mojado y en contacto con el aire.

Este metal existe en la naturaleza en estado nativo, en estado de óxido y de sulfuro, y combinado con los ácidos.

Las minas de cobre son muy numerosas, y el método para obtener el metal es bastante complicado. La pirita de cobre es el mineral que se beneficia comunmente. Se reúne el sulfuro en montones sobre una capa de leña; y por medio de una abertura practicada en el centro se echa el combustible, y se tuesta la mina.

Esta operación, que suele durar un

año, es para sublimar el azufre y transformar el sulfuro en óxido: se mezcla la mina tostada con carbon, se hace la fusión en un horno, y el compuesto obtenido se llama *mate*: está formado de cobre, de hierro y de azufre; se tuesta todavía este mate quebrantado, por espacio de ocho ó diez veces: en seguida se funde mezclándole con cuarzo para estorbar la reducción del hierro y facilitar la fusión. Se consigue por fin una masa compuesta de cerca de 0,900 de cobre negro. Se vuelve á fundir esta masa, y por medio de fuelles que se dirigen sobre la superficie del baño, se queman el hierro y el azufre, y el cobre está afinado. Los óxidos y carbonatos de cobre se reducen con el carbon.

Se ha descubierto recientemente en *Saint-Bel*, cerca de Macon, una mina de cobre que parece ser riquísima. El metal se halla en estado de carbonato; por consiguiente la extracción es muy fácil, y en la actualidad produce ya cantidades considerables.

Para obtener el cobre puro, propio para hacer experimentos, se precipita en estado metálico, metiendo unas cha-

pas de hierro en la disolución del deuto-hidrociorato, y en seguida se lava el precipitado con una corta cantidad de ácido hidro-clórico diluido.

El fósforo, el azufre, el iodo y el cloro forman con el metal compuestos de que no hablaremos.

Los usos del cobre en estado metálico son tan numerosos que sería imposible contarlos: citaremos solamente sus aleaciones con los oxigenables metálicos que hemos estudiado anteriormente.

El cobre se une imperfectamente al hierro por vía de fusión: se combina con el estaño á una temperatura muy inferior á la que se necesita para que él mismo se funda, y sobre esta propiedad estriba el arte de estañar las vasijas de cobre.

Se limpia primero muy bien la superficie de la vasija, despues se calienta, se polvorea con resina y sal amoníaco para evitar una nueva oxidación que estorbaria la adhesión del estaño con la superficie. Se vierte entonces el metal fundido que se extiende con esmero: una cantidad muy corta adhiere al cobre; pero es suficiente cuando

está bien aplicada para impedir los efectos nocivos que pueden resultar de la oxidación de este metal. El estaño ligado con el cobre en diferentes proporciones forma el bronce, cuyo peso específico es siempre mayor, que el que pudiera esperarse de las cantidades respectivas y de los pesos específicos de las partes que le constituyen.

Esta composición es sonora y duradera, entra en la fabricación de los cañones, de las campanas, de las estatuas y otros objetos. Los bronce y el metal de campanas contienen además del estaño algunas otras sustancias, tales como el plomo, el zinc y el arsénico. Una propiedad notable del bronce es que se hace maleable si se mete en agua fría, después de haberle calentado hasta el rojo.

El cobre, ligado con el zinc, compone el latón que se distingue con diferentes nombres, según las proporciones de los dos ingredientes. No es fácil unir por la fusión estos dos metales en proporciones considerables, porque el zinc arde y se volatiliza á una temperatura muy inferior á la que se necesita para fundir el cobre; pero se ligan

muy bien por cementación. Para fabricar el latón se granea primero el cobre, echándole fundido al través de una plancha de hierro llena de agujeros pequeños, y enlodada con arcilla sobre un recipiente lleno de agua y de cerca de cuatro pies de profundidad, teniendo el cuidado de renovar el líquido continuamente para precaver las explosiones peligrosas que podrían suceder; y también se echa el metal por pequeñas porciones. Existen actualmente varios métodos para combinar estos granos de cobre con el zinc en vapor. Parece que el más conveniente es el que indica Cramer. Se pulveriza la calamina, se mezcla con partes iguales de carbon y cierta cantidad de arcilla, y se menea bien la mezcla en el mortero de fusión: se coloca por cima de la mezcla una cantidad de cobre, que viene á ser las dos terceras partes de la masa calaminaria, y por fin se cubre todo con carbon. Por este medio el zinc volatilizado sube y convierte el cobre en latón que pasa al través de la arcilla: si la calamina contiene plomo no se halla este metal en el latón, porque solo sube el zinc con la acción del calor. En Alemania se

reduce á hojas una excelente calidad de laton, que segun se supone, está hecho por la cementacion de unas planchas de cobre con la calamina, y que se vende con el nombre de oro de Holanda, ó de metal holandés. Es cerca de cinco veces tan grueso como una hoja de oro, es decir que estas hojas de laton no tienen sino cerca de $\frac{1}{60.000}$ de pulgada. El

cobre se une con el arsénico, y produce un compuesto quebradizo, que se llama *tombac*. El mismo metal se une rápidamente con el antimonio y da lugar á un compuesto de un hermoso color morado: no se combina fácilmente con el manganeso; pero se liga con el bismuto y forma una combinacion blanca-rojiza.

Oxidos. El cobre expuesto al aire húmedo se empaña, y tarda poco en cubrirse de una costra verdosa que es una combinacion de oxígeno y de cobre mezclada con carbonato de cobre, y que se llama vulgarmente *cardenillo*. «Existen tres óxidos de cobre.»

El protóxido rojo y amarillo naranjado en estado de hidrato se halla en la naturaleza en masas ó cristalizado:

cuando se calienta se apodera del oxígeno del aire, y pasa al estado de deutóxido: no le ataca mas que el ácido hidroclicó: se prepara haciendo digerir en una redoma, tapada herméticamente, una disolucion de hidroclicato de cobre sobre virutas de cobre: el color del líquido pasa del verde al azul oscuro, y se posan unos granos grises y cristalizados. La disolucion de estos cristales en la potasa deja por residuo un polvo color de naranja. Este es el protóxido.

El deutóxido es moreno-negro: en estado de hidrato es azul: no tiene accion sobre el oxígeno; pero se apodera del ácido carbónico del aire, y forma un deuto-carbonato insoluble en el agua, pero muy soluble en el amoniaco, al cual comunica un hermoso color azul celeste. Se reduce con el carbon á una temperatura elevada; puede prepararse desecando el óxido hidratado que se precipita del nitrato de cobre por medio de la potasa. «Existe un tritóxido «de cobre que Thenard ha conseguido «echando agua oxigenada, acidulada «con ácido nítrico, en una disolucion «floja de nitrato de cobre, y echando

«poco á poco en la mezcla una disolución floja de potasa ó sosa cáustica. «Tiene un color amarillo oscuro.»

Sales de cobre.

Los dos primeros óxidos forman con los ácidos sales que casi todas son solubles en el agua: la disolución de estas es azul ó verde. Si se echa en ellas amoniaco, el color se vuelve azul oscuro. Una chapa de hierro metida en una de estas disoluciones salinas, determina en ellas la precipitación del cobre. El ácido hidrosulfúrico ocasiona un precipitado negro, el ácido gálico; «unido con el curtiente», un precipitado moreno, y el hidro-ferrocianato de potasa un precipitado color de chocolate.

CARBONATO DE COBRE. Se encuentra en la naturaleza en dos estados bien distintos, el carbonato verde, y el azul. Se cree que proviene esta diferencia de la cantidad de agua combinada. La especie verde *malaquita* puede adquirir un hermoso pulimento; se usa para muebles, y les da un gran precio. Esta sal se obtiene artificialmente, ha-

ciendo pasar una corriente de gas ácido carbónico por medio del hidrato de cobre.

SULFATO DE COBRE. (Esc. sinóp. 80 ácido sulf., 80 óxido de cobre). El ácido sulfúrico no ataca el cobre en frío; cuando está hirviendo, parte de él oxida el cobre, y la otra se combina con este óxido y forma un sulfato. Esta sal se presenta en hermosos cristales azules, de donde le vienen los nombres de *caparrosa azul*, y de *vitriolo azul*. Tiene un sabor estíptico desagradable; se halla en la naturaleza en disolución en algunas aguas minerales, de las cuales se extrae por evaporación: se obtiene también exponiendo la pirita de cobre al aire húmedo, lavando y haciendo cristalizar. Esta sal sirve para preparar el verde de Scheèle, las cenizas azules, etc. etc.

NITRATOS DE COBRE. El ácido nítrico ataca rápidamente el cobre; se desprende gas deutóxido de azoe que se cambia por el contacto del aire en vapores rojos y rutilantes de ácido nitroso; el cobre se oxida y se disuelve; variando las proporciones de ácido y de metal se obtiene sucesivamente el protoni-

trato y el deutonitrato. El primero es azul, deliquescente, experimenta la fusión acuosa, y puede descomponerse con un color mas elevado.

El cobre puro no es venenoso; pero sus preparaciones obran como venenos, cuando se introducen en el estómago de los animales: es probable que se absorbe el veneno, y va por medio de la circulación á ejercer su acción sobre los nervios: el azúcar es un antídoto poderoso contra este veneno, aunque no se sabe absolutamente como obra. Duval, y despues Orfila, han citado varios ejemplos de personas, que habiendo tragado por casualidad ó adrede unas dosis bastante fuertes de cardenillo, se salvaron haciendo uso del azúcar. Orfila observó constantemente que una dosis de cardenillo suficiente para matar á un perro en el espacio de una hora ó dos, no dañaba á una persona con tal que se mezclase primero con una gran cantidad de azúcar.

Del plomo.

PLOMO. Este metal se conoce desde

los primeros siglos. Moisés hace varias veces mencion de él.

Pes. esp. 11,35. Este metal es blanco azulado, blando, flexible, pero tenaz, y por consiguiente no puede estirarse en hilos, aunque sin embargo se extiende facilmente con el martillo; funde á 260°, hierve á un calor fuerte y se volatiliza lentamente. Produce rayas de un gris azulado sobre el papel. Este metal tomado interiormente es un veneno. Se extrae siempre de la *galena* ó sulfuro de plomo; se tuesta el mineral varias veces, por cuyo medio se transforma en óxido; se mezcla entonces con carbon, y se calienta en un horno: el carbon se apodera del oxígeno, y el calor hace fundir el metal que va á caer en los depósitos convenientes.

Los usos del plomo en estado metálico son numerosos: sirve 1.º para cubrir los edificios; 2.º para fabricar la mayor parte de los encañados, para preparar las balas, la granalla, etc.

El fósforo se combina con el plomo por medio del calor; el cloro y el iodo se unen igualmente á este metal.

El sulfuro de plomo ó galena es un compuesto de 100 partes de metal y de

15,38 de azufre (esc. sinóp. 104 de plomo, 16 de azufre); es sólido, brillante, de un color azul gris, menos fusible que el plomo, y es muy común en la naturaleza; los alfareros le usan con el nombre de *alcohol*, para barnizar los pucheros ó cazuelas.

El plomo se liga con el estaño en todas proporciones. Esta aleación es dura y tiene mucha más tenacidad que el estaño. Se emplea frecuentemente esta mezcla para estañar las vasijas de cobre y la calidad nociva del plomo, habiendo hecho sospechar que estas vasijas podían perjudicar á la salud, si se preparaban en ellas los alimentos, el Gobierno español encargó á Proust que hiciese investigaciones sobre esta materia. El resultado de sus experimentos fué, que haciendo hervir durante mucho tiempo vinagre y jugo de limon en vasos estañados con la mezcla de plomo y de estaño, no se disolvía sino una cantidad muy corta de este último metal; pero que el plomo no había sido atacado, porque la presencia del estaño había preservado uniformemente el plomo de toda acción; de donde puede deducirse que el uso de

vasijas de cobre estañadas por este método, no presenta peligro alguno. Dos partes de plomo y una de estaño forman una liga más fusible, que el uno ó el otro de los metales tomados separadamente: se conoce con el nombre de *soldadura de los plomeros*.

El bismuto se combina muy fácilmente con el plomo, y produce una aleación de un grano apretado, pero muy quebradiza. Una liga de 8 partes de bismuto, 5 de plomo y 3 de estaño, se funde á una temperatura más baja que la del agua hirviendo.

Si se funden partes iguales de antimonio y de plomo, se obtiene una liga quebradiza y porosa: con cuatro partes de plomo y una de antimonio la liga es compacta, maleable, y mucho más dura que el plomo; por fin la liga no difiere del plomo más que por su dureza, cuando está formada de diez y seis partes de plomo, y una de antimonio. Esta liga sirve para hacer los caracteres de imprenta: su tenacidad es muy considerable, y su peso específico mayor que el peso específico medio de los dos metales.

El cobre no se une al plomo sino

cuando está fundido á una temperatura bastante elevada, para hacerle hervir y esparcir vapores, es decir, al calor rojo resplandeciente. Dicen que se emplea frecuentemente esta liga en las impresas para hacer los caracteres mayores.

Oxido. El plomo expuesto al aire húmedo pierde prontamente su brillo; toma primero un color de un gris sucio, y poco á poco su superficie se vuelve casi blanca: este cambio es efecto de su combinacion por grados con el oxígeno y el ácido carbónico del aire, pero esta conversion es sumamente lenta; por medio del calor, al contrario, el plomo se oxida muy pronto. Los químicos no estan de acuerdo sobre el número de los óxidos de plomo. Admitiremos que existen tres: 1.º el *protóxido* ú *óxido amarillo*; 2.º el *deutóxido* ó *minio* (óxido rojo); 3.º el *tritóxido* ú *óxido moreno*.

El protóxido ú óxido amarillo de plomo es el que se ha examinado con mas esmero; no tiene sabor, es insoluble en el agua, pero soluble en la potasa y en los ácidos: se forma todas las veces que se expone el plomo á un calor fuerte con el contacto del aire. Se obtiene tambien, preparando una diso-

lucion de nitrato de plomo, y descomponiéndola con un exceso de carbonato de potasa; se precipita un polvo blanco, que si se seca y se calienta hasta cerca del rojo moreno, toma un color amarillo. Este óxido se conoce en el comercio con el nombre de *litargirio*, «cuando está cristalizado en láminas amarillentas; y contiene siempre entonces una corta cantidad de ácido carbónico».

Si se pone este protóxido reducido á polvo fino en un horno, y que se menee continuamente mientras su superficie está expuesta á la llama, se convierte al cabo de cerca de cuarenta y ocho horas, en un hermoso polvo rojo, conocido con el nombre de *minio* ó de *plomo rojo*. El deutóxido de plomo es fusible, muy poco soluble en el agua, se descompone con el calor; se se emplea en gran cantidad en las fábricas de cristal, en la pintura, y como cosmético. «El protóxido ú óxido amarillo se llama *masicot*». El litargirio tiene casi los mismos usos que el minio, entra á mas de esto en la composicion del blanco de plomo (albayalde) de que trataremos mas adelante. Los

aceites de linaza, de nuez, etc., calentados con este óxido de plomo, se vuelven espesos, consistentes y secantes; se emplean entonces con el nombre de aceites litargirados en las argamasas, en pintura y en los barnices.

«El litargirio puro calcinado de un modo conveniente, con hidrociorato de amoníaco, alumbre y antimonio diaforético lavado (combinación de peróxido de antimonio y de potasa), forma el amarillo de Nápoles, que se emplea en la fabricación de los barnices; y se usa igualmente en la pintura al oleo».

TRITÓXIDO. Haciendo digerir el *plomo rojo* en el ácido nítrico, se disuelve la mayor parte de él; pero queda un polvo moreno oscuro, que es un peróxido de plomo sin uso. El calor le reduce al estado de protóxido.

Sales de plomo.

Los óxidos de plomo, por su combinación con los ácidos, forman sales y la mayor parte de ellas son insolubles, sin color, y tienen un sabor dulce. El metal se precipita de sus disoluciones si se mete en ellas una plancha de zinc.

El ácido crómico produce en ellas un precipitado amarillo.

CARBONATO DE PLOMO. (Esc. sinóp. 22 ácido carbónico, 112 óxido de plomo). Esta sal se llama también *blanco de plomo* ó *albayaide*; es el único blanco que se emplea en la pintura al oleo: el que se vende en el comercio está generalmente falsificado con la tierra blanca ó con el sulfato de plomo. Puede prepararse del modo siguiente: se exponen unas hojas delgadas de plomo á la acción del vapor del vinagre, en unas vasijas de barro vidriado, que están sepultadas, por decirlo así, en una capa de estiércol ó de casca, y bien tapadas. Estas hojas se hallan corroidas poco á poco y se cubren de un polvo blanco pesado que se separa por el lavado del plomo que está intacto. Antes se consideraba este polvo como un óxido particular de plomo; pero se sabe ahora que es un compuesto de óxido amarillo y de ácido carbónico. Roard ha establecido, en Clichy, una manufactura considerable de albayaide: al tratar de los acetatos, examinaremos el método tan expeditivo como ingenioso que ha puesto en práctica.

SULFATOS DE PLOMO. (Esc. sinóp. 40 ácido sulfúrico, 112 óxido de plomo). El ácido sulfúrico no obra sobre el plomo, á no ser que esté concentrado é hirviendo: el ácido se descompone entonces, una parte oxida el plomo y el ácido se desprende en estado de ácido sulfuroso: la otra parte de ácido que no se ha descompuesto se combina con el óxido formado.

«Esta sal es un polvo blanco insoluble en el agua y sin sabor; con el calor se vaporiza en el aire en forma de vapores blancos. En las artes se prepara esta sal en gran cantidad al mismo tiempo que el acetato de alúmina, con el acetato de plomo y el alumbre.» Suele emplearse para reemplazar el albayalde.

NITRATO DE PLOMO. (Esc. sinóp. 54 ácido nítrico, 112 óxido de plomo). «El ácido nítrico ataca vivamente el plomo, y forma un solo nitrato. Haciendo hervir el nitrato con plomo se forman dos sub-hiponitritos, segun las cantidades de metal. Estas sales no se hallan en la naturaleza (*).»

(*) Haré observar á mis lectores que en las

Todas las preparaciones de plomo son venenos; y de esto provienen la mayor parte de las enfermedades, á que estan sujetos los pintores y los obreros ocupados en moler los colores.

Metales de la quinta seccion.

El número de estos metales es muy limitado, porque no se cuentan en esta seccion mas que el mercurio y el osmio. Solo estudiaremos el primero.

Del mercurio y de sus compuestos.

MERCURIO. Pes. esp. 13,57. Este metal

correcciones citadas á continuacion del prólogo. he omitido muchas que corresponden á la parte del texto que se halla entre comillas: por ejemplo, el autor dice que el sulfato de plomo conseguido por el método indicado es *soluble en el agua*, es una equivocacion. Dice que se forman *dos nitratos* con el ácido nítrico y el plomo, no hay mas que *uno*; pero si hay *dos sub-hiponitritos*. Dice tambien que el *masicot* es una mezcla de deutóxido y protóxido de plomo es una equivocacion positiva. En caso de dar nombre á esta mezcla mas bien podia llamarla *minio del comercio*, pues este contiene siempre un poco de protóxido. (Véanse pág. 213 y 215 del original).

llamado tambien *azogue*, se conoce desde los tiempos mas remotos. Se empleaba entonces como ahora para aplicar el oro sobre los demas metales. Es líquido á la temperatura ordinaria, su color es parecido al de la plata, es volátil á 350.º c., no tiene olor, es insípido y puede solidificarse á cerca de—40.º; se parece entonces á la plata, y es maleable: se halla algunas veces en estado nativo, pero mas frecuentemente en combinacion con el azufre; recibe en este caso el nombre de *cinabrio* ó *bermellon*, se aísla destilándole con cal viva ó limaduras de hierro que se apoderan del azufre. Se beneficia este metal en el territorio austriaco, en España, y en la América del Sur.

El mercurio pesa cerca de catorce veces tanto como el agua: es el metal mas pesado despues del oro y el platino: un pedazo de piedra, de hierro, de plomo y de plata puestos en el mercurio sobrenadan en su superficie, como un pedazo de madera en el agua. Este metal no descompone el agua ni en caliente ni en frio, y no se apodera del oxígeno del aire sino por medio del calor.

Se emplea el mercurio para la construccion de los barómetros y de los termómetros, para azogar las lunas de los espejos, etc. etc. En los paises que poseen oro y plata se usa para separar estos metales de las materias extrañas. Es lo que se llama *amalgamacion*.

En Francia se consume gran cantidad de este metal para preparar el unguento mercurial, los óxidos de mercurio, el *sublimado corrosivo*, el *calomelas* etc. etc. No se sabe positivamente si el mercurio se combina con el fósforo; pero los compuestos que forma con el azufre y el cloro merecen toda nuestra atencion.

SULFUROS DE MERCURIO. El azufre puede unirse con el mercurio en dos proporciones, y forma el protosulfuro que es negro, y el deutosulfuro que es rojo. 1.º Triturando en un mortero dos partes de azufre y una de mercurio, desaparece por grados el metal y toma el todo la forma de un polvo negro, que se llamaba antiguamente *etiope mercurial* ó *mineral*. Puede tambien obtenerse haciendo pasar una corriente de gas ácido hidrosulfúrico en una

disolucion ácida de mercurio; el sulfuro negro se precipita. En todo caso su composicion no está bien determinada. Se puede extraer mercurio líquido de este sulfuro, comprimiéndole: segun la escala sinóptica debe estar formado de 200 de mercurio, y 16 de azufre.

2.º DEUTO-SULFURO, comp. 100 mercurio, 16 azufre (esc. sinóp. 200 mercurio, 32 azufre), llamado también *cinabrio* ó *bermellon*: su color es morado cuando está en cristales, pero su polvo es rojo brillante. Se prepara del modo siguiente: se trituran juntas 300 partes de mercurio y 68 de azufre, se humedece la mezcla con algunas gotas de una disolucion de potasa, y al cabo de algun tiempo se forma el etiope mercurial: se añaden entonces 160 partes de potasa disueltas en igual cantidad de agua. Se expone el vaso que contiene la mezcla á la llama de una vela, y se continúa triturando sin interrupcion: á medida que la evaporacion del líquido se efectúa, se añade de tiempo en tiempo agua pura, de modo que la mezcla esté constantemente cubierta de líquido hasta la altura de cerca

de 25 milímetros. Despues de dos horas de trituracion continúa, comunmente cuando ya se ha evaporado gran parte del líquido, el color negro pasa al moreno, y despues con mucha prontitud al rojo: no se necesita entonces añadir mas agua, pero debe continuarse la trituracion sin interrumpirla. Cuando ha adquirido la masa la consistencia de jalea, el color rojo se vuelve cada vez mas brillante: cuando este color ha adquirido la mayor brillantez, se retira inmediatamente el compuesto del fuego y toma al instante un hermoso color rojo de carmin. Este método es el que debe preferirse cuando se quiere obtener el cinabrio para las necesidades de las artes; pero el deutosulfuro puede prepararse también colocando el etiope mercurial en un matraz, y calentando á un calor vecino del rojo: hay desprendimiento de vapores sulfurosos, y el cinabrio se sublima en agujas moradas que pasan al rojo por la pulverizacion. Los holandeses son los que fabrican principalmente el cinabrio ó bermellon; pero dicen que el bermellon de la China es todavia mas bri-

llante que el que ellos preparan. El cinabrio, tal como se halla en la naturaleza, es rara vez bastante puro para el uso que se hace de él en las artes.

El mercurio se extrae del cinabrio que existe en grandes masas en la naturaleza. Este sulfuro se descompone con un calor fuerte: el hierro y varios metales calentados con él le quitan el azufre que contiene: el aire y el oxígeno no tienen acción sobre él en frío (*).

CLORUROS DE MERCURIO. El cloro se combina con el mercurio en dos pro-

(*) Según Gibourt, no existe más que un sulfuro, y es el que corresponde al deutóxido. Cita en prueba de su opinión la acción del hidrógeno sulfurado sobre las proto y las deutosales de mercurio, pues en los dos casos el precipitado es negro, con la única diferencia que el que producen las segundas no puede abandonar mercurio sino por descomposición. Añade también que este *deutosulfuro negro* se convierte completamente en cinabrio ó *sulfuro rojo*, sin perder ninguno de sus principios, cuando se calienta en vasijas cerradas, y que los dos contienen la misma cantidad de azufre.

porciones, y forma el proto y el deutocloruro de mercurio.

EL PERCLORURO DE MERCURIO Ó DEUTOHIDROCLORATO DE MERCURIO. (Esc. sínop. 74 ácido hidroclicórico, 216 deutóxido de mercurio, ó bien 72 cloro, 200 mercurio) se llamaba antiguamente *sublimado corrosivo*, *mercurio corrosivo*: se ignora la época de su descubrimiento. Avicenne hace mención de él hácia mediados del siglo XI. Cuando se obtiene este compuesto por sublimación está en forma de una hermosa masa blanca, semitransparente, formada de pequeñas agujas prismáticas; pero si se prepara evaporando su disolución, cristaliza en prismas romboidales ó cuadrangulares. El agua puede disolver la mitad, y el alcohol $\frac{88}{100}$ de su peso: esta disolución tiene un sabor metálico muy desagradable. El mejor método de prepararle consiste en sublimar en un matraz de vidrio una mezcla de cinco partes de sulfato de mercurio; cuatro partes de sal marina decrepitada, y una parte de peróxido de manganeso: en esta operación se descomponen el sulfato y el cloruro; el cloro se une al mercurio para formar el deutocloruro de mer-

curio que se sublima; el peróxido de manganeso sirve para hacer pasar al estado de deutosulfato cierta porción de protosulfato de mercurio, que se forma siempre que se trata el mercurio con el ácido sulfúrico. Se recoge el deutocloruro sublimado en la parte superior del matraz. Los usos de esta composición venenosa son muy conocidos, pues se emplea en cortas dosis en la curación de las afecciones sifilíticas.

EL PROTOCLORURO DE MERCURIO. (Esc. sinóp. 36 cloro, 200 de mercurio) se llamaba antes *calomelas*, *aquila alba*, *mercurio dulce*, *sublimado dulce*. Este compuesto fue descubierto por los alquimistas: se consigue sublimando una mezcla de cinco partes de sulfato de mercurio, y de cuatro partes de sal marina decrepitada. Se halla en la parte superior del matraz una masa cristalina blanca, formada de sublimado dulce y de sublimado corrosivo. La diferencia de energía de estos dos compuestos exige que se lave perfectamente para separar todo el sublimado corrosivo del sublimado dulce: se consigue este fin lavando, hasta que el agua del lavado no precipite ya con el nitrato de plata.

Se obtiene un polvo de un color blanco amarillento que se usa mucho en medicina, sobre todo entre los ingleses, que le emplean en casi todas las enfermedades: los médicos franceses, menos entusiastas de sus propiedades, le usan especialmente como purgante y vermífugo.

El mercurio tiene mucha afinidad con los otros metales: las ligas que forma tienen el nombre de *amalgamas*.

Una parte de zinc, dos partes de mercurio y una de estaño forman una amalgama que cristaliza cuando se enfría lentamente después de fundida. Se usa esta amalgama para la excitación de las máquinas eléctricas.

El mercurio se combina fácilmente con el estaño, aun en frío, y estos metales pueden combinarse en todas proporciones, echando mercurio en el estaño fundido. La amalgama de estaño, cuando está formada de tres partes de mercurio y una parte de estaño, cristaliza en láminas cuadradas grises y brillantes. Se emplea la amalgama de estaño para azogar las lunas de los espejos; se aplica sobre una tabla una hoja de estaño sumamente delgada y bien bati-

da; se extiende bien con una regla pulimentada, y redonda por la parte con la cual se comprime el estaño; se cubre en seguida de mercurio la superficie de esta hoja, sobre la cual se aprieta con esmero hasta que los dos metales esten incorporados; se hace correr entonces el cristal sobre esta amalgama, y se sujeta por medio de pesos: el exceso de mercurio sale, y en muy poco tiempo la hoja de estaño azogada adhiere al cristal y le convierte en espejo.

Puede combinarse el antimonio con el mercurio vertiendo este metal fundido en el mercurio hirviente. Mezclando de este modo tres partes de mercurio con una parte de antimonio fundido, se obtiene una amalgama blanda que se descompone muy prontamente por sí misma.

Una mezcla de tres partes de mercurio, de una parte de plomo, y de una parte de bismuto forma una amalgama perfectamente fluida. Este compuesto triple puede pasar al traves de una piel de camello sin experimentar descomposicion alguna: se falsifica frecuentemente el mercurio con estos metales; pero entonces *hace la cola*, es decir, que

meneando una gota de este metal sobre una superficie plana, esta gota, en vez de conservar la forma esférica, se termina en punta y adhiere en parte á la superficie. Estas falsificaciones son muy nocivas cuando se emplea el mercurio para las preparaciones farmacéuticas; y así es preciso que los farmacéuticos destilen en sus boticas el mercurio que compran para sus operaciones.

La propiedad que tiene el mercurio de disolver cierta cantidad de oro y de plata ha procurado á los alquimistas un medio de engañar y de hacer creer que habian llegado á operar la transmutacion de los metales. Empleaban en sus operaciones mercurio que tenia en disolucion cortas cantidades de estos metales; y como el primero se volatiliza con el calor, obtenian el segundo libre. Hubiese sido fácil descubrir el fraude; pero tenian buen cuidado de no presentar este mercurio á la vista de los espectadores.

Oxidos. Los óxidos de mercurio conocidos hasta ahora son en número de dos.

Protóxido. (Esc. sinóp. 200 mercurio, 8 oxíg.): polvo negro sin brillo me-

tálico, de un sabor de cobre, insoluble en el agua, y que se llamaba antiguamente *etiope persa*. Se obtiene tratando el protonitrato de mercurio con el amoniac: el precipitado negro, lavado con esmero y secado sin el contacto de la luz, constituye el protóxido. Guibourt asegura que este óxido presenta algunos glóbulos de mercurio líquido que es fácil percibir con un lente y con la simple vista cuando está expuesto este polvo á una fuerte presión. Segun él, este polvo no seria mas que una mezcla de mercurio y de deutóxido; «y por consiguiente el verdadero protóxido solo «existe en combinacion con los ácidos.»

DEUTÓXIDO (comp. esc. sínop. 200 mercurio, 16 oxígeno), polvo rojo naranjado, llamado antiguamente *precipitado per se*, que se obtiene exponiendo el nitrato de mercurio á una temperatura que se eleva gradualmente: el ácido nitroso se desprende en parte, y la combinacion se reduce á un óxido rojo brillante que retiene sin embargo todavía una corta cantidad de ácido. Calentado fuertemente el precipitado rojo desprende oxígeno mezclado con gas azoe, y el

mercurio se sublima en estado metálico. La luz le descompone: es *soluble en el agua, y le comunica un sabor metálico muy señalado, y la propiedad de enverdecer el jarabe de violetas.*

Sales de mercurio.

Los ácidos por su combinacion con los óxidos de mercurio forman sales que se descomponen todas con un calor fuerte.

La potasa y la sosa precipitan un polvo «rojo, naranjado de las deutosa-les, y negro de las protosales:» el amoniac forma con ellas una sal doble, blanca, insoluble en el agua, soluble en un exceso de amoniac. Una plancha de cobre efectúa igualmente su descomposicion, dejando libre el metal.

NITRATOS DE MERCURIO. Todas las combinaciones de mercurio con el ácido nítrico son cáusticas, y producen sobre el cútis una mancha oscura ó negra. El ácido nítrico, cargado de todo el mercurio que puede disolver en caliente, afecta comunmente la forma de una masa cristalina blanca, y produce un pro-

tonitrato: las proporciones de ácido y de metal son ordinariamente una parte del primero, y cuatro á cinco del segundo. Esta sal, dilatada en agua, se descompone en sobre-protonitrato soluble y en sub-protonitrato insoluble. El deutonitrato de mercurio se prepara tratando el mercurio con un exceso de ácido nítrico. Los cristales molidos, y diluidos en agua caliente producen un precipitado amarillo, que es un sub-deutonitrato ó *turbith nitroso insoluble*, mientras que el líquido es una disolución de sobre-deuto-nitrato.

SULFATOS DE MERCURIO. La acción del ácido sulfúrico sobre el mercurio es análoga á la del ácido nítrico. Las proporciones que se emplean pueden dar un proto y un deutosulfato. Estas dos especies de sal, diluidas en agua, se descomponen en sub-sal insoluble, y en sobre-sal soluble.

Las diversas preparaciones mercuriales, de que acabamos de hablar, no se usan en las artes, pero se hace gran consumo de ellas en medicina, tanto interior como exteriormente, para las enfermedades sífilíticas y cutáneas.

El óxido de mercurio se disuelve en

el amoniaco líquido. Este compuesto, llamado amoniuro de mercurio, deja desprender el amoniaco si se calienta por grados, y produce una explosión si se expone á un calor repentino.

FIN DEL TOMO PRIMERO.

424 *Tabla comparativa de los pesos y medidas de Francia (citados en este compendio) con los de España (*).*

TABLA COMPARATIVA.

FRANCIA.	PESOS.	ESPAÑA.
Kilogramo (<i>mil</i> gramos).....		2,1735 <i>libras</i> .
Hectogramo (<i>cien</i> gramos).....		4,3469 <i>marcos</i> .
Decagramo (<i>diez</i> gramos).....		3,4775 <i>onzas</i> .
Gramo.....		2,7820 <i>ochavas</i> .
Decígramo.....		20,0031 <i>granos</i> .
etc. etc.		2,0003 <i>id.</i>

(*). Está sacada de otras tablas mas extensas calculadas por D. Juan Lopez de Peñalver, y publicadas en su traduccion de las cartas de Euler (imprensa de D. José del Collado: Madrid 1822).

TABLA COMPARATIVA.

<i>Medidas lineales.</i>	
Metro.....	43,0671 <i>pulgadas</i> .
Decímetro.....	4,3067 <i>id.</i>
Centímetro.....	0,4307 <i>id.</i>
etc. etc.	
<i>Medidas de capacidad para líquidos.</i>	
Litro (decímetro cúbico).....	0,4958 <i>azumbres</i> .
Decilitro.....	0,1983 <i>cuartillos</i> .
Centilitro.....	0,0199 <i>id.</i>
etc. etc.	
<i>Medidas de capacidad para sólidos.</i>	
* Esterio (metro cúbico).....	1,712 <i>varas cub.</i>
Kilolitro (metro cúbico).....	17,991 <i>fanegas</i> .
Hectolitro ($\frac{1}{2}$ de id.).....	1,799 <i>id.</i>
Decalitro.....	0,180 <i>id.</i>
Litro.....	0,216 <i>celemines</i> .

FE DE ERRATAS.

<u>Pág.</u>	<u>Lín.</u>	<u>Dice</u>	<u>Léase</u>
11	13	<i>ellas</i>	todas ellas
40	2 y 14	100 ^o	100
46	14	<i>mas considerable que</i>	tan considerable como
56	4	1,849.	1,842.
66	23	<i>oxidacion</i>	oxigenacion
81	8	<i>acumulándose</i>	acumulándose el oxígeno
138	6	26,00	26,60
194	21	<i>hidrógeno</i>	hidrógeno.
id.	23	<i>destruidos;</i>	destruidos,
202	20	<i>rojo, moreno su- bido</i>	rojo-moreno, su- bido.
218 y 219		<i>endiometria, en- diómetro, en- diométrico,</i>	eudiometria, eu- diómetro eu- diométrico,
220	12	<i>mas</i>	menos
257	15	<i>descomponen en</i>	descomponen
270	21	<i>todos los carbona- tos</i>	todos los carbo- natos « excepto « los de potasa, « de sosa y de « barita.»
276	10	<i>sales</i>	sales « excepto las « de cal, de ba- « rita, de stron- « ciana y algu- « nas mas.»
298	4	<i>su demasiado</i>	ser demasiado
301	3 y 4	<i>enverden</i>	enverdecen
325	6	<i>se reduce y pulve- riza</i>	se pulveriza

OBSERVACIONES.

<u>Pág.</u>	<u>Lín.</u>	<u>Dice</u>	<u>Léase</u>
349	1	<i>ductibilidad</i>	ductilidad
352	29	<i>se di-</i>	se diri-
375	28	<i>tetraedros</i>	tetraedros
378	21	<i>Gehleu</i>	Gehlen
id.	25	<i>le</i>	lo
388	4	<i>fisicos</i>	químicos
393	6	<i>el</i>	este
408	25	<i>piel de camello</i>	gamuza
420	5	<i>persa</i>	per se

El lector que tenga que buscar el equivalente químico de algún óxido metálico, debe recurrir a la escala sinóptica de los óxidos, pág. 253; hallándose corregidos en ella algunos errores que he notado en la tabla de la pág. 112. Sospecho que algunos equivalentes químicos citados en estas tablas, no sean de la mas rigurosa exactitud, por cuyo motivo sacarán mucho mas partido de ellas los fabricantes que los químicos; porque los primeros no reparan en cortas fracciones que influyen poco en las operaciones en grande, en las cuales hay siempre otras muchas pérdidas que son inevitables; pero estas mismas fracciones deben apreciarse con esmero en las análisis químicas rigurosas de un laboratorio.

El *coke* que hemos citado varias veces en la obra, es el resultado de la calcinacion del carbon de piedra (ulla): se vende tanto ó mas caro que este producto natural, porque da mucho calor sin despedir humo; y asi se usa como com-

bustible en la economía doméstica, en las fundiciones etc. etc. Hay dos modos de preparar el *coke*: 1.º por una carbonización hecha al aire y en grandes masas, análoga á la que se practica para conseguir el carbón de leña, y que hemos indicado pág. 162: 2.º se obtiene igualmente en el alumbrado del gas hidrógeno carbonado (*gaz-light*). El carbon de las retortas, privado de la materia bituminosa (y que por consiguiente no despide ya más gas), es el *coke*. Parece sin embargo que obtenido por este medio es inferior al que se saca por el primer método, pues no sirve como él para las fundiciones de hierro.

